த.பா.நி. (க.வெ.) வரிசை எண்—309

பொறியியலில் வேதியியல்

(முதல் புத்தகம்)

(முதலாண்டு B.E. (S.U.S.) பட்டப்படிப்புக்குரியது)

ஆசிரியர்
பெ. ச. சிவநேசன், பி.எஸ்ஸி. (ஆனர்ஸ்),
வேதியியல் உதவிப் பேராசிரியர்,
பொறியியற் கல்லூரி,
சென்னை.

தமிழ் நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

First Edition—April, 1972

T.N.T.B.S. (C.P.) No. 309

© Tamil Nadu Text Book Society

CHEMISTRY IN ENGINEERING (BOOK I)

P. C. SIVANESAN

Net Price Rs. 6-00
(No discount)

'Published by the Tamil Nadu Text Book Society under the Centrally Sponsored Scheme of Production of books and literature in regional languages at the University level, of Government of India in the Ministry of Education and Social Welfare.'

Printed by
Jothi Press,
Madras-32.

அணிந்துரை

திரு. இரா. நெடுஞ்செழியன்

(தமிழகக் கல்வி-உள்ளாட்சித்துறை அமைச்சர்)

தமிழைக் கல்லூரிக் கல்வி மொழியாக ஆக்கிப் பதினேராண்டுகள் ஆகிவிட்டன. குறிப்பிட்ட சில கல்லூரிகளில் பி. ஏ. வகுப்பு மாணவர்கள் தங்கள் பாடங்கள் அனைத்தையும் தமிழிலேயே கற்றுவந்தனர். 1968ஆம் ஆண்டின் தொடக்கத்தில் புகுமுக வகுப்பிலும் (P.U.C.) 1969ஆம் ஆண்டிலிருந்து பட்டப் படிப்பு வகுப்புகளிலும் அறிவியல் பாடங்களையும் தமிழிலேயே கற்பிக்க ஏற்பாடு செய்துள்ளோம். தமிழிலேயே கற்பிப்போம் என முன்வந்துள்ள கல்லூரி ஆசிரியர்களின் ஊக்கம், பிற பல துறைகளிலும் தொண்டு செய்வோர் இதற்கெனத் தந்த உழைப்பு, தங்கள் சிறப்புத் துறைகளில் நூல்கள் எழுதித் தர முன்வந்த நூலாசிரியர்கள் தொண்டுணர்ச்சி இவற்றின் காரணமாக இத் திட்டம் நம்மிடையே மகிழ்ச்சியும் மனநிறைவும் தரத்தக்க வகையில் நடைபெற்றுவருகிறது. இவ் வகையில், கல்லூரிப் பேராசிரியர்கள் கலை, அறிவியல் பாடங்களை மாணவர்க்குத் தமிழிலேயே பயிற்றுவிப்பதற்குத் தேவையான பயிற்சியைப் பெறுவதற்கு மதுரைப் பல்கலைக் கழகம் ஆண்டுதோறும் எடுத்து வரும் பெருமுயற்சியைக் குறிப்பிட்டுச் சொல்லவேண்டும்.

பல துறைகளில் பணிபுரியும் பேராசிரியர்கள் எத்தனையோ நெருக்கடிகளுக்கிடையே குறுகிய காலத்தில் அரிய முறையில் நூல்கள் எழுதித் தந்துள்ளனர்.

வரலாறு, அரசியல், உளவியல், பொருளாதாரம், தத்துவம், புவியியல், புவியமைப்பியல், மனையியல், கணிதம், பௌதிகம், வேதியியல், உயிரியல், வானியல், புள்ளியியல், விலங்கியல், தாவரவியல், பொறியியல் ஆகிய எல்லாத் துறைகளிலும் தனி நூல்கள், மொழிபெயர்ப்பு நூல்கள் என்ற இரு வகையிலும் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம் வெளியிட்டு வருகிறது.

இவற்றுள் ஒன்ருன **'பொறியியலில் வேதியியல்–I'** என்ற இந்நூல் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனத்தின் **309**ஆவது வெளியீடாகும். இதுவரை **344** நூல்கள் வெளிவந்துள்ளன. இந் நூல் மைய அரசு கல்வி, சமூக நல அமைச்சகத்தின் மாநில மொழியில் பல்கலைக் கழக நூல்கள் வெளியிடும் திட்டத்தின்கீழ் வெளியிடப்படுகிறது.

உழைப்பின் வாரா உறுதிகள் இல்லை. ஆதலின், உழைத்து வெற்றி காண்போம். தமிழைப் பயிலும் மாணவர்கள் உலக மாணவர்களிடையே சிறந்த இடம் பெறவேண்டும். அதுவே தமிழன்னையின் குறிக்கோளுமாகும். தமிழ்நாட்டுப் பல்கலைக் கழகங்களின் பல்வகை உதவிகளுக்கும் ஒத்துழைப்புக்கும் நம் மனம்கலந்த நன்றி உரியதாகுக.

இரா. நெடுஞ்செழியன்

பொருளடக்கம்

1. அணுக் கொள்கை
(Atomic Theory)

[டால்டன் அணுக்கொள்கையின் அடிக்கோள்கள் — வேதியியல் கூடுகையின் விதிகள் — ஆக்க அழிவு அற்ற தன்மை விதி — நிலை விகித விதி — மடங்கு விகித விதி — தலைகீழ் விகித விதி — கே. லூசக்கின் வாயுக்கள் கூடுகை பருமனளவு விதி — அவாகாட்ரோ கருதுகோள் — டால்டன் அணுக் கொள்கையின் தற்கால நிலை.]

பொருள்களின் அமைப்பைப் பற்றி, பழங்காலத்திலிருந்தே அறிஞர்கள் அறிய முற்பட்டனர். இந்திய, கிரேக்க அறிவாளிகள் பொருள்கள் யாவும் சிறு துகள்களால் ஆனவை என்ற கருத்துக் கொண்டிருந்தனர். ஆனால் அந்தச் சிறு துகள்கள், எப்படிப் பட்டவை? அவற்றை எத்தனை வகையாகப் பிரிக்கலாம்? என்பது போன்ற கருத்துகளில் தெளிவான முடிவுகளுக்கு அவர்களால் வரமுடியவில்லை.

ஆங்கிலப் பள்ளியொன்றில், ஆசிரியராக இருந்த டால்டன் என்பவர் 1808ஆம் ஆண்டில் அப்பொழுது நிலவியிருந்த கருத்துகளை எல்லாம் ஒன்று திரட்டி, திட்டவட்டமான, பல அடிக் கோள்கள் (Postulates) அடங்கிய அணுக் கொள்கை (Atomic Theory) யொன்றை வெளியிட்டார்.

டால்டனின் அணுக் கொள்கையின் அடிக் கோள்கள்

(1) தனிமங்கள் யாவும், மிகச் சிறிய இம்மிகளால் ஆனவை. இந்தச் சிறிய இம்மிகளுக்கு அணுக்கள் எனப்பெயர். அணுக்களை மேலும் சிறிய இம்மிகளாகப் பிரிக்க முடியாது.

(2) அணுக்களை ஆக்கவோ, அழிக்கவோ முடியாது.

(3) ஒரு தனிமத்தில் உள்ள அணுக்கள் யாவும், எடை, பரிமாணம், உருவம், மற்றும் எல்லாவற்றிலும் ஒத்த தன்மையுடையனவாய் இருக்கின்றன. வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள், எடை, பரிமாணம், மற்றும் பல தன்மைகளில் வேறுபட்டவைகளாக இருக்கின்றன.

(4) வேதியியல் மாறுபாடுகளில், அணுக்கள் சிறு முழு எண் விகிதத்தில் பங்கு கொள்கின்றன.

(5) அணுக்கள் ஒன்று கூடிச் சேர்மம் உண்டாகும்பொழுது, கூட்டணுக்கள் உண்டாகின்றன. ஒரு சேர்மத்திலுள்ள கூட்டணுக்கள் அனைத்தும் ஒரே மாதிரியானவை.

மேற்கூறிய அணுக் கொள்கைதனை அடித்தளமாகக் கொண்டு, பௌதிக வேதியியலும், அறிவியல் வேதியியலும் வேகமாக வளர்ந்தன.

அணுக்களைத் தனியாகப் பிரிக்கவோ, அல்லது பார்க்கவோ முடியாதாகையால், அணுக் கொள்கையின் கோட்பாடுகளைச் சோதனைமூலம் நிரூபிக்க முடியாது.

வேதியியல் மாற்றங்கள் யாவும் சில விதிகளுக்கு உட்பட்டே நடைபெறுகின்றன. இவற்றைப் பல சோதனைகள் மூலம் நிரூபிக்கலாம். இவ் -விதிகளுக்கு வேதியியல் கூடுகை விதிகள் (Laws of chemical combination) எனப்பெயர்.

வேதியியல் கூடுகையின் விதிகள்

(1) ஆக்க, அழிவு அற்ற தன்மை விதி (Law of Conservation of matter).

(2) நிலை விகித விதி (Law of definite proportion).

(3) மடங்கு விகித விதி (Law of multiple proportion).

(4) தலைகீழ் விகித விதி (Law of reciprocal proportion).

(5) கே. லூசக்கின் வாயுக்களின் கூடுகை பருமனளவு விதி.

முதல் நான்கு விதிகளும், வினை மாற்றத்தில் ஈடுபடும் பொருள்களின் எடையைப் பொறுத்தவையாகும். ஐந்தாவது விதி மட்டும் வாயுக்கள் வினை புரியும்பொழுது ஏற்படும் கனப் பரிமாண

மாற்றங்களைப் பற்றிய விதியாகும். மேலே குறிப்பிட்டுள்ள ஐந்து விதிகளையும், டால்டனின் அணுக் கொள்கையின் அடிக்கோள்களிலிருந்து வருவிக்க முடியும்.

(1) ஆக்க, அழிவு அற்ற தன்மை விதி

வேதியியல் வினை நடைபெறும்பொழுது, வினைபடு பொருள்களின் மொத்த எடையும், வினையினால் ஏற்பட்ட பொருள்களின் மொத்த எடையும் சமமாக இருக்கும்.

A என்ற தனிமம், *B* என்ற தனிமத்துடன் ஒன்று கூடி *AB* என்ற ஒரு கூட்டுப் பொருள் உண்டாவதாகக் கொள்வோம். அணுக் கொள்கையின் அடிக்கோள்களின்படி *A* என்ற தனிமம் பல அணுக்களால் ஆனவை. ஒவ்வொரு அணுவுக்கும் ஒரு குறிப்பிட்ட எடை உண்டு. அதுபோலவே, *B* என்ற தனிமமும் அணுக்களால் ஆனவை. அந்த அணுக்கள் *A*யின் அணுக்களிலிருந்து எடையில் மாறுபட்டிருப்பினும் அதன் எல்லா அணுக்களும் ஒரே விதமான எடையுள்ளவை. வேதியியல் முறையில் இரண்டு தனிமங்களும் கூடி கூட்டுப் பொருள் உண்டாகும்பொழுது, அணுக்களை ஆக்கவோ, அழிக்கவோ முடியாது. வேதியியல் வினை ஏற்படுவதற்கு முன்பு எத்தனை அணுக்கள் இருந்தனவோ அத்தனை அணுக்களும் வினை நிகழ்ந்த பிறகும் இருக்கும். ஆகவே அணுக்களின் மொத்த எடை வினைக்கு முதலிலும், கடைசியிலும் ஒன்றாகவே இருக்கும் என்பது தெளிவாகின்றது.

(2) நிலை விகித விதி

ஒரு குறிப்பிட்ட சேர்மம், எப்பொழுதும், ஒரே மாதிரியான தனிமங்களை, ஒரு நிலையான எடை விகிதத்தில் பெற்றிருக்கும்.

அணுக் கொள்கையின்படி அணுக்கள் முழு எண் விகிதத்தில் வினை புரிந்து ஒரு சேர்மம் உண்டாகும்.

ஒரு சேர்மத்திலுள்ள கூட்டணுக்கள் யாவும் வேறுபாடின்றி ஒரே தன்மையுள்ளவைகளாக இருக்கும். கூட்டணுவிலுள்ள தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரே விகிதத்தில் இருக்கும். தனிமங்களின் அணுக்களின் எடையில் மாறுதல் இருக்க முடியாதாகையால் கூட்டணுக்களில் உள்ள தனிமங்களின் எடைகளும் ஒரே விகிதத்தில்தான் இருக்க முடியும்.

(3) மடங்கு விகித விதி

இரண்டு தனிமங்கள் ஒன்று கூடி ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட சேர்மங்களை உண்டாக்குமானால், ஒரு தனிமத்தின் குறிப்பிட்ட

எடையுடன் கூடுகின்ற மற்றத் தனிமத்தின் வெவ்வேறு எடைகள், ஒரு சிறு முழு எண் விகிதத்தில் அமைந்திருக்கும்.

A என்ற தனிமமும், B என்ற தனிமமும் ஒன்று கூடி AB_1, AB_2, AB_3 என்ற மூன்று சேர்மங்கள் உண்டாவதாகக் கொள்வோம். அணுக் கொள்கையின்படி ஒவ்வொரு சேர்மத்திலும் Aயின் அணுக்களும், Bயின் அணுக்களும் வெவ்வேறு முழு எண் விகிதத்தில் கூடியிருக்கும். Aஎன்ற தனிமத்தின் a அணுக்கள், B தனிமத்துடன் முறையே, b, $2b$, $3b$ அணுக்களுடன் கூடியுள்ளதாகக் கொள்ளலாம். A தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடை w_1 கிராம் என்றும், B தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடை w_2 கிராம் எனவும் கொள்வோம். AB சேர்மத்தில் எடை விகிதம் $a \times w_1 : b \times w_2$ ஆக இருக்கும். அதுபோலவே AB_2, AB_3 சேர்மங்களில், A, B தனிமங்கள், முறையே $a \times w_1 : 2b \times w_2$; $a \times w_1 : 3b \times w_2$ என்ற எடை விகிதங்களில் இருக்கின்றன. A என்ற தனிமத்தின் $a \times w_1$ கிராம் என்ற குறிப்பிட்ட எடையுடன் B என்ற தனிமத்தின், $b \times w_1$ கிராம், $2b \times w_2$ கிராம், $3b \times w_3$ கிராம் என்ற எடைகள், சேர்ந்து, சேர்மங்கள் ஆகியுள்ளன. Bதனிமத்தின் எடைகள் $1 : 2 : 3$ என்ற விகிதத்தில் இருப்பதால் அது ஒரு சிறு முழு எண் விகிதம் என்பது தெளிவாகின்றது.

(4) தலைகீழ் விகித விதி

குறிப்பிட்ட எடையுள்ள ஒரு தனிமத்துடன், தனித்தனியே கூடும், இரண்டு தனிமங்களின் எடை விகிதங்கள், அவை ஒன்றோடொன்று கூடும் எடை விகிதங்களாகவோ, அல்லது அந்த எடைகளின் சிறு முழு எண் விகிதங்களாகவோ இருக்கும்.

A என்ற தனிமம், B, C, என்ற இரு தனிமங்களுடன் தனித்தனியே கூடி AB, AC என்ற சேர்மங்கள் உண்டாவதாகக் கொள்வோம். Bயும் Cயும் சேர்ந்து ஒரு சேர்மம் உண்டானால் அதில் அந்தத் தனிமங்களின் விகிதம் இவ்விதிக்குட்பட்டு இருக்கும். A, B, C முறையே a கிராம், b கிராம், c கிராம் உள்ளதாகக் கொள்வோம். Aதனிமத்தின் ஓர் அணுவும், Bதனிமத்தின் ஓர் அணுவும் சேர்ந்து AB சேர்மம் கொடுப்பதாகவும், A தனிமத்தின் ஓர் அணுவும் C தனிமத்தின் ஓர் அணுவும் சேர்ந்து AC சேர்மம் கொடுப்பதாகவும் கொள்வோம்.

AB சேர்மத்தில் அணுக்களின் எடை விகிதம் $= 1 \times a : 1 \times b = a : b$.

AC சேர்மத்தில் அணுக்களின் எடை விகிதம் $= 1 \times a : 1 \times c = a : c$.

ஆகவே, *a* கிராம் எடையுள்ள *A* என்ற தனிமத்துடன், *B*யும் *C*யும் தனித்தனியே கூடும்பொழுது அத்தனிமங்களின் எடை விகிதம் *b* : *c* யாக உள்ளது. அணுக்கொள்கையின் கோட்பாட்டின்படி *B*யும் *C*யும் வினை புரிந்து சேர்மம் உண்டாகும் பொழுது அவற்றின் அணுக்கள் சிறு எண் விகிதத்தில் பங்கு கொள்ள வேண்டும். ஆகவே *BC*யின் எடை விகிதம் *b* : *c* யாகவோ, அல்லது அந்த எடைகளின் சிறு முழு எண் விகிதங்களாகவோதான் இருக்க முடியும் என்பது தெளிவாகின்றது.

(5) கே. லூசக்கின் வாயுக்கள் கூடுகை பருமனளவு விதி

ஒரே வெப்ப, அழுத்த நிலையில் உள்ள வாயுக்கள் வினை புரியும்பொழுது, அவற்றின் கன அளவுகள் முழு எண் விகிதத்தில் இருக்கும். வினையில் உண்டாகும் வினை பொருள்களும் வாயுக்களாக இருப்பின் அதே வெப்ப அழுத்த நிலையில், அதன் கன அளவும், ஒரு சிறு முழு எண் விகிதத்தில் இருக்கும்.

இந்த விதியானது பொதுவாக வாயுக்கள் வினைபுரியும் எல்லா வினைகளுக்கும் பொருந்துமாறுலும், சீர்மை வாயுக்கள் (ideal gas) வினை புரியும் பொழுது மட்டுமே மிகச்சரியாகப் பொருந்தியிருக்கும்.

அணுக் கொள்கையின்படி அணுக்கள், எளிய விகிதத்தில் ஒன்றுகூடும். இக்கருத்துடன் கே. லூசக் விதியையும் பொருத்திப் பார்க்கும்பொழுது சம கன அளவுள்ள வாயுக்களுக்கும், அவற்றில் அடங்கியுள்ள அணுக்களுக்கும் நேர் சம்பந்தம் இருப்பதுபோல் தென்படுகின்றது. இக்காரணம் பற்றியே பெர்ஸீலியஸ் என்ற விஞ்ஞானி, 'ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில் உள்ள வாயுக்களின் சம கன அளவுகளில் ஒரே எண்ணிக்கை கொண்ட அணுக்கள் இருக்கும்' என்ற கருதுகோளை (Hypothesis) வெளியிட்டார். இந்தக் கருதுகோளைச் சற்று உன்னிப்பாகக் கவனிக்கும் பொழுது அதில் ஒரு பெருங் குறைபாடு இருப்பது தெரிய வரும்.

ஒரே வெப்ப நிலையில் 100 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனும் 100 க.செ.மீ. குளோரின் வாயுவும் வினைபுரிந்து 200 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு கிடைக்கின்றது. பெர்ஸீலியஸின் கருதுகோளின்படி, 100 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜன் வாயுவில் *x* அணுக்கள் இருப்பதாகக் கொண்டால், 100 க.செ.மீ. குளோரின் வாயுவில் *x* அணுக்களும், 200 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவில் 2*x* கூட்டு அணுக்களும் இருக்கவேண்டும். இதைச் சுருக்கிக் கூறினல், ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவுடன், ஒரு குளோரின் அணு கூடி, இரண்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு கூட்டணுக்கள்

உண்டாகின்றன; அல்லது பாதி ஹைட்ரஜன் அணுவும், பாதி குளோரின் அணுவும் கூடி ஒரு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு கூட்டணு உண்டாகிறது என்பது புலனாகும்.

டால்டன் கொள்கையின்படி அணுக்களைச் சிதைக்க முடியாது. மேலும் ரசாயன மாற்றத்தில் அணுக்கள் சிறு முழு எண் விகிதத்தில்தான் பங்கு கொள்ள முடியும். ஆகவே, பாதி ஹைட்ரஜன் அணுவும், பாதி குளோரின் அணுவும் கூடுகின்றன எனக் கூறுவது பிழையாகும். மேற் கண்ட முடிவு, கே. லூசக் விதி, டால்டன் கொள்கை, பெர்ஸீலியஸ், கருதுகோள் முதலியவற்றைப் பயன் படுத்தி, அடைந்தபடியால், ஒரு பெரும் பிழை அவற்றில் ஏதாவது ஒன்றில் இருக்கவேண்டும். கே. லூசக் விதியைச் சோதனைகள் மூலம் பார்க்கும்பொழுது அதில் பிழை இல்லையென்பது தெரிய வருகிறது. டால்டன் கொள்கையில் உள்ள அடிக்கோள்களை நேரே நிரூபணம் செய்ய முடியாவிட்டாலும், அந்த அடிக்கோள்களைக் கொண்டு, முதல் நான்கு வேதியியல் விதிகளை, வருவிக்க முடிகிறது. எனவே டால்டன் கொள்கையிலும், பிழையில்லை எனத் தெரிகின்றது. ஆகவே, பெர்ஸீலியஸ் கருதுகோளில் தான் பிழையிருக்கவேண்டும் என ஊகிக்கவேண்டும்.

அவாகாட்ரோ கருதுகோள்

அவாகாட்ரோ என்பவர் 'மூலக்கூறு' என்ற புதுச்சொல்லை உருவாக்கி, ஒரு கருதுகோள் விடுத்தார்.

'ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில் உள்ள வாயுக்களின் சம கன அளவுகளில் ஒரே எண்ணிக்கை கொண்ட மூலக்கூறுகள் இருக்கும்' என்பது அவாகாட்ரோவின் கருதுகோளாகும். அவாகாட்ரோவின் கருத்துப்படி பொருட்கள் யாவும் மூலக்கூறுகளால் ஆனவை. மூலக் கூறுகள் அணுக்களால் ஆனவை. ஒரு தனிமத்தைப் பிரித்துக்கொண்டே சென்றால், முடிவில் அந்தத் தனிமத்தின் எல்லாப் பண்புகளையும் உடைய மூலக்கூறு கிடைக்கும். இந்த மூலக்கூறுதான் தனித்திருக்கக்கூடிய தன்மையுடையது. ஒரு தனிமத்தின் மூலக்கூறு, ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட அணுக்களின் சேர்க்கையாகும். வேதியியல் வினை நிகழ்ச்சியில் மூலக்கூறுகள் பிரிந்து அதில் உள்ள அணுக்களே பங்கு பெறுகின்றன.

இக்கருத்தின்படி ஒரு சேர்மத்தைப் பிரித்துக் கொண்டே சென்றால் அந்தச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறு கிடைக்கும். இந்த மூலக் கூறு சேர்மத்தின் எல்லாப் பௌதிக, வேதியியல் பண்புகளைப்

பெற்றிருக்கும். இம் மூலக்கூறு, இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனிமங்களினுடைய அணுக்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் சேர்ந்து உண்டானதாக இருக்கும்.

பெர்ஸீலியஸ் கருதுகோளுக்குப் பதிலாக, அவாகாட்ரோவின் கருதுகோளை எடுத்துக் கொண்டால், கே. லூசக் பருமன அளவு விதிக்கும், டால்டன் கொள்கைக்கும் முன்பு கண்ட முரண்பாடு அகற்றப்படுகின்றது.

100 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜன், 100 க.செ.மீ. குளோரின் வாயுவுடன் ஒரே வெப்ப, அழுத்த நிலையில் வினை புரியும் பொழுது 200 க. செ.மீ. ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு உண்டாகின்றது. அவாகாட்ரோவின் கருதுகோளின்படி, 100 க. செ.மீ. வாயுவில் x மூலக்கூறுகள் இருப்பதாகக் கொண்டால், x ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகள், x குளோரின் மூலக்கூறுகளுடன் வினை புரிந்து $2X$ ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகள் உண்டாகின்றன. அதாவது ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு, ஒரு குளோரின் மூலக் கூறுடன் வினை புரிந்து 2 ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக் கூறுகள் உண்டாகின்றன. அரை ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு, அரை குளோரின் மூலக்கூறுடன் சேர்ந்து ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு உண்டாகின்றது. ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறிலும், ஒரு குளோரின் மூலக்கூறிலும் முறையே, இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், இரண்டு குளோரின் அணுக்களும் உள்ளன. அரை மூலக்கூறு என்றால், ஓர் அணு என்றாகிறது. ஆகவே ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவும், ஒரு குளோரின் அணுவும் கூடி ஒரு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறு கிடைக்கின்றது. இம்முடிவானது கே. லூசக்கின் வாயுக்களின் பருமன அளவு விதிக்கும், டால்டனின் விதிக்கும், சற்றும் முரண்பாடாக இல்லை. அவாகாட்ரோவின் கருதுகோளைக் கருத்தில் கொண்டால், கே. லூசக்கின் விதியையும், டால்டனின் அணுக்கொள்கையிலிருந்து நிரூபிக்க முடியும் என்றாகிறது.

அணுக் கொள்கையின் அடிக்கோள்களை, சோதனைகள்மூலம் நிரூபிக்க முடியாவிட்டாலும் நன்கு நிரூபிக்கப்பட்ட அடிப்படையாகக் கருதப்படும் வேதியியல் கூடுகை விதிகளை, அணுக் கொள்கையின் அடிக்கோள்களிலிருந்து எளிதில் பெற முடிகிறது. இவ்வாறாக அணுக் கொள்கையை மறைமுகமாக நிரூபிக்க முடியுமாதலால், அக்கொள்கையில் உள்ள அடிக்கோள்கள் யாவும் முரண்பாடில்லாத உண்மைகள் எனக் கொள்ளலாம்.

டால்டன் அணுக் கொள்கையின் தற்கால நிலை

பல நவீன இயந்திரங்களின் உதவி கொண்டும், பல துறைகளில் விஞ்ஞானிகள் கண்டறிந்த உண்மைகளைக் கொண்டும், தற்காலத்தில் அணுக்களைப் பற்றிய அறிவு ஓரளவு தெளிவாக உள்ளது. அணுக்களைப்பற்றி ஐயந்திரிபற தெரிந்த சில உண்மைகள், டால்டன் அணுக் கொள்கையிலிருந்து எவ்வாறு மாறுபட்டுள்ளன என்பதை ஆராய்வோம்.

டால்டனின் முதல் கோட்பாட்டின்படி அணுக்கள்தான் ஒரு தனிமத்தின் சிறிய இம்மிகளாகும். அணுக்களை மேலும் சிறிய இம்மிகளாகப் பிரிக்க முடியாது. ஆனால் பல துறைகளில் ஆராய்ச்சியாளர்கள் கண்டறிந்த உண்மைகளிலிருந்தும், பல சோதனைகளிலிருந்தும், அணு ஓர் அணைவுப் (**Complex**) பொருள் என்று தெளிவாகின்றது. ஒரு அணுவில் எலக்ட்ரான்களும் ஒரு கருவும் உள்ளன. கரு, புரோட்டான்களும் நியூட்ரான்களும் அடங்கிய ஓர் அணைவுப் பொருளாகும். ஆகவே, டால்டன் அணுக்கொள்கையின் முதல் அடிக்கோளை, இன்றைய நிலையில் முற்றிலும் உண்மையெனக் கொள்ள முடியாது.

டால்டனின் இரண்டாவது அடிக்கோளின்படி அணுவை அழிக்கவோ ஆக்கவோ முடியாது. பிளக்கும் வினைகளின் (**Fission reactions**) அடிப்படைத் தத்துவம் 'அதிக எடையுள்ள அணுக்கள் பிளந்து பல சிறிய அணுக்களாக மாறும் பொழுது, மிக்க ஆற்றல் (**Energy**) கிடைக்கும்' என்பதேயாகும். இந்நிகழ்ச்சியில் ஆரம்பத்தில் எடுத்துக் கொண்ட அணுவின் எடை, முடிவில் உண்டாகும் அணுக்களின் மொத்த எடையைவிட அதிகமாக இருக்கும்.

அணுவின் பொருண்மையில் ஒரு பங்கு ஆற்றலாக மாறியதால், அணுவின் ஒரு பாகம் அழிந்து விட்டதாகவும் கருதலாம். மிக்க சக்தி வாய்ந்த ஹைட்ரஜன் குண்டு வெடிக்கும் பொழுது உண்டாகும் மிகுந்த ஆற்றல், ஓர் இணைக்கும் (**fusion**) வினையாகும். இதில் நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களை ஒன்று சேர்த்து ஒரு ஹீலியம் அணு உண்டாகச் செய்கின்றனர். இந்த நிகழ்ச்சியிலும், முதலில் எடுத்துக்கொண்ட நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் மொத்த எடை, வினையின் முடிவில் உண்டாகும் ஹீலியம், அணுவின் எடையைவிட அதிகமாக உள்ளது. எடையின் வேற்றுமை, மிக்க ஆற்றலாக மாறி வெளி வருகின்றது. இம்மாதிரியான அணுக்களை இணைக்கும் நிகழ்ச்சியில் புதிய அணுக்கள் உண்டாகின்றன. மேலும், இயற்கையில் கதிரியக்கம் நிகழும்

பொழுது ஒரு தனிமம் மற்றொரு தனிமமாக மாறுகின்றது. செயற்கை முறையில் கதிரியக்கம் ஏற்படச்செய்தாலும், தனிம மாற்றங்கள் ஏற்படச் செய்யலாம். ஆகவே, அணுக்களை ஆக்க வோ, அழிக்கவோ முடியாது என்பதையும், அப்படியே ஒத்துக் கொள்வதற்கில்லை.

டால்டனின் மூன்றாவது அடிக்கோளின்படி ஒரு தனிமத்தில் உள்ள அணுக்கள் யாவும் ஒரே எடையுள்ளதாக இருக்கும் என்பதாகும். இந்த அடிக்கோள் மிகவும் வலியுறுத்தப்பட்டு வந்தது. இதனை அடிப்படையாகக் கொண்டுதான் அணு, மூலக்கூறு இவற்றின் எடைகளைக் காண்பதிலும், தனிமங்களை அட்டவணைப்படுத்துவதிலும் விரைவான முன்னேற்றங்கள் காணப்பட்டன. ஒரு தனிமத்தின் தனித்தன்மை, அதன் அணுக்களில் உள்ள எலெக்டரான்களையும், அவை எவ்வாறு அடுக்கப்பட்டுள்ளன, என்பதையும் பொருத்துள்ளது. அணுவின் எடை அதனுடைய கருவின் அமைப்பைப் பொருத்துள்ளது. கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை, கருவைச் சூழ்ந்துள்ள எலெக்டரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கைக்குச் சமம் ஆகும். ஆனால், நியூட்ரான்கள் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைப் பொருத்து இருப்பதில்லை. ஆகவே, ஒரு தனிமத்தின் பல அணுக்கள் அவற்றின் கருக்களில், எண்ணிக்கையில் மாறுபடும் நியூட்ரான்களைக் கொண்டிருந்தால் அவைகளின் எடையில் வித்தியாசம் இருக்க முடியும். ஒரு தனிமத்தில் உள்ள அணுக்கள் வெவ்வேறு எடைகளுடன் இருப்பின் அவற்றை ஐசோடோப்புகள் (**Isotopes**) என அழைக்கின்றனர். இம்மாதிரி ஒரு தனிமம் பல ஐசோடோப்புகளைப் பெற்றிருத்தல் பொதுவாகக் காணப்படுவது ஒன்றாகும். மேலும், இரண்டு தனிமங்களின் அணுக்களில் உள்ள கருக்களின் எடை ஒன்றாக இருப்பதையும் காணலாம். இவைகளுக்கு ஐசோபார்கள் (**Isobars**) எனப் பெயர். ஐசோடோப்புகளும், ஐசோபார்களும் இருப்பதால், மூன்றாவது அடிக்கோளும் ஒத்துக் கொள்ளக் கூடியதாக இல்லை.

மற்ற இரண்டு அடிக்கோள்களும், வேதியல் வினையைப் பற்றியும், சேர்மங்களின் அமைப்பைப் பற்றியும் கூறுகின்றன. அதில் பிழைகள் இல்லையென்றே கூறலாம்.

தற்கால ஆராய்ச்சியின் பயனாக, அணுவின் அமைப்பைப்பற்றி நன்கு அறிய முடிவதால், டால்டன் அணுக் கொள்கையில் உள்ள குறைகளைக் கண்டோம். ஆன போதிலும், இன்றும் டால்டனின் அணுக்கொள்கை, வேதியியல் துறையில், அடிப்படைத்தளமாகக் கருதப்படுகிறது. முதல் மூன்று அடிக்கோள்கள் உண்மைக்குப் புறம்பானவையென்று முற்றிலும் தள்ளிவிட முடியாது.

அணு ஓர் அணுவுப் பொருள் என்பது முற்றிலும் உண்மையான போதிலும், வேதியியல் வினை நிகழ்ச்சிகளில், அணுக்களே பங்கு பெறுகின்றன. கரு வினைகள் (nuclear reaction) என்று அழைக்கப்படும் சில குறிப்பிட்ட வினைகள் நிகழும் பொழுது மட்டும், அணுவில் உள்ள நுண்ணிய துகள்கள் பங்கு பெறுகின்றன. இம்மாதிரியான கரு வினைகள், வேதியியல் வினைகளாகக் கருதப்படுவதில்லை. மேலும், இவ்வினைகளை நிகழ்விக்கச் சிறந்த நுண்ணிய கருவிகளும், தகுந்த தேர்வும் தேவை. சாதாரணமாக நிகழும் எல்லா வினைகளையும், 'தனிமங்கள் நுண்ணிய, மேலும் பிரிக்க முடியாத அணுக்களைப் பெற்றிருக்கின்றன.' என்ற அடிக்கோளைக் கொண்டே எளிதில் விளக்கலாம்.

பிளக்கும் வினையும் இணைக்கும் வினையும் சாதாரண சூழ்நிலையில் நடக்கக் கூடிய வினைகளாக இரா. இவ்வினைகளைத் துவக்க மிக்க ஆற்றல் வேண்டும். சாதாரண வேதியியல் வினைகளுக்கும், இவைகளுக்கும் பல வித்தியாசங்களிருப்பதால், வேதியியல் வினைகளைப் பொருத்த மட்டில், அணுக்களை, ஆக்கவோ, அழிக்கவோ, மாற்றவோ முடியாதென்பது தெளிவாகும். பல தனிமங்களில் ஐசோடோப்புகள் காணப்பட்டாலும், இயற்கையில் ஒரு தனிமத்தில் உள்ள பல ஐசோடோப்புகளின் விகிதம் மாறுமல் இருக்கிறது. ஒவ்வொரு ஐசோடோப்பும் எடையில் மாறினாலும், அந்தத் தனிமத்தில் உள்ள அணுக்களின் சராசரி எடை இக்காரணத்தால் மாறுவதில்லை. ஆகவே, ஒரு தனிமத்தில் உள்ள அணுக்களின் சராசரி எடை ஒரே மாதிரியாகத்தானிருக்கும் என்றும் கொள்ளலாம். பொதுவில் டால்டன் அணுக்கொள்கையின் பயன்களைப் பார்க்கும்பொழுது, அதில் உள்ள அடிக்கோள்களை இன்றைய அறிவுக்கு ஏற்பச் சிறிதளவு மாற்றியமைத்து வேதியியல் வினைகளை விளக்க இன்றும் உபயோகிக்கலாம்.

2. அணுவின் அமைப்பு

[எலெக்ட்ரான் — நேர்மின் கதிர்கள் — புரோட்டான் — ரூதர்ஃபோர்டின் ஆய்வுகளும் முடிவுகளும் — கருவைக் கொண்ட அணுவின் அமைப்பு — நியூட்ரான் — X-கதிர்கள் — அணு எண் — அணுவிலுள்ள கருவின் அமைப்பு — அணுக்கருவிற்கு வெளியிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு — முதல் இருபத்தொரு தனிமங்களிலுள்ள அணுக்களின் அமைப்பு.]

இந்த நூற்றாண்டின் ஆரம்பத்தில் அணு ஓர் அணைவுப் பொருள் என்று தெரிய வந்தது. அணுவில் மிக நுண்ணிய பல துகள்கள் இருப்பதாகச் சோதனைகள் மூலம் தெரியவந்தன. அந்த நுண்ணிய துகள்கள், 'அணுவின் உள்துகள்கள்' **(Sub atomic particles)** என்று அழைக்கப்படுகின்றன. தனித்து விளங்கக் கூடிய இந்நுண்ணிய துகள்கள் கூடி ஒரு தனிமத்தின் அணு உண்டாவதால் இந்தத் துகள்களை அடிப்படைத்துகள்கள் **(fundamental particles)** என்றும் அழைக்கலாம்.

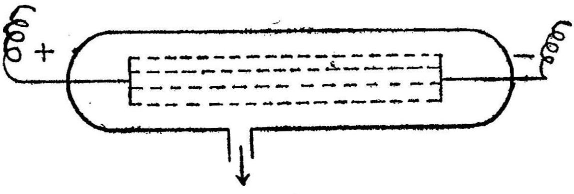
இன்றைய நிலையில் சுமார் இருபது அடிப்படைத் துகள்கள் விஞ்ஞானிகளால் விவரிக்கப்படுகின்றன. இவைகள் யாவும் அடிப்படைத் துகள்கள் அல்ல என்றும், இவற்றில் பல, ஒரு துகள், மற்றொரு துகளுடன் வினை புரிவதால் உண்டாகின்றன, என்ற கருத்தும் நிலவி வருகின்றது. துகள்களைக் கண்டு பிடிப்பதிலும், அவற்றின் தன்மைகளை அறிவதிலும், அவற்றைக்கொண்டு அணுவின் பண்புகளை விளக்க முற்படுவதிலும் தொடர்ந்து விஞ்ஞானிகள் ஆராய்ச்சி நடத்தி வருகின்றனர்.

ஓர் அணுவில், எலெக்ட்ரான், புரோட்டான், நியூட்ரான் என்றழைக்கப்படுகின்ற மூன்று அடிப்படைத்துகள்கள் உள்ளன. ஒரு தனிமத்திலுள்ள அணுக்களுக்கும், மற்றொரு தனிமத்திலுள்ள அணுக்களுக்கும், உள்ள முக்கியமான வித்தியாசம்,

அவற்றில் அடங்கியுள்ள அணுவின் உள் துகள்களின் எண்ணிக்கையும், அவைகளின் அமைப்புமே யாகும்.

எலெக்ட்ரான்

முதன் முதலில் கண்டு பிடிக்கப்பட்ட அடிப்படைத் துகள் எலெக்ட்ரான்களாகும். எந்த நிலைமையில் மின்சாரம் எளிதில் பாயக்கூடும் என்று அறியப் பல சோதனைகள் செய்தனர். சாதாரண அழுத்தத்தில் காற்றில் மின்சாரம் பாய்ச்சினால் அது கடத்தப்படாதென்பதைக் கண்டனர். காற்றின் அழுத்தத்தை மிகக் குறைத்து அதிக அழுத்த நிலையில் மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சினால் காற்று மின் கடத்தியாவதைக் கண்டனர். இந்தப் பண்பினை நன்கு அறியப் படத்தில் காட்டியபடி ஒரு குழாயின் உட்புறத்தில் இரு முனைகளிலும் மின் முனைகளைப் பொருத்தி, அதில் உள்ள காற்றின் அழுத்தத்தை 0·01 மி.மீ. ஆகக் குறைத்தனர். ஒரு மின் முனையை, நேர் முனையாகவும், மற்றொரு மின் முனையை எதிர் முனையாகவும் ஆக்கி, அதிக அழுத்தம் உள்ள மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சுகையில் காற்று மின் கடத்தியாக அமைந்தது.

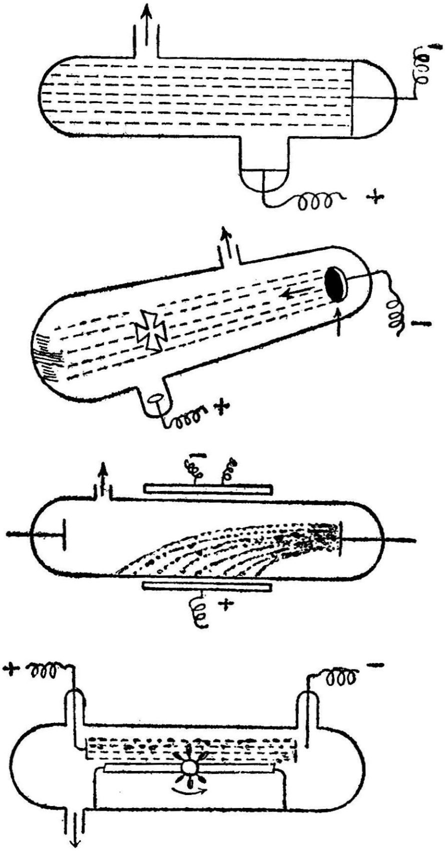


படம் 1.

மின்சாரம் பாயும் பொழுது எதிர்மின் வாயின் அருகில் கதிர்கள் அடங்கிய ஒரு நீலச்சுடர் இருப்பதையும், அந்தக் கதிர்கள் நேர்மின் முனையை நோக்கிச் செல்வதையும் தற்செயலாகக் கண்டனர். இதே பரிசோதனையில், வெவ்வேறு வாயுக்களை, குழாயில் எடுத்துக் கொள்ளும்பொழுதும் அதே நிலையில் கதிர்கள் செல்வதைக் கண்டனர். இந்தக் கதிர்கள், எண்ணற்ற துகள்களைக் கொண்டிருப்பதாலும், எதிர்மின் முனையிலிருந்து வருவதாலும் 'எதிர் மின் கதிர்கள்' அல்லது காத்தோடு கதிர்கள் (cathode rays) என்று அழைக்கப்படுகின்றன. எதிர் மின் கதிர்கள் இவ்வாறாக உண்டாகும் குழாய் எதிர்மின் முனைக் குழாய் அல்லது காத்தோடு கதிர் குழாய் (cathode ray tube) என்று அழைக்கப்படுகிறது.

நேர்மின் வாய் எவ்விடத்தில் இருப்பினும், எதிர்மின் வாய்க்குச் செங்குத்தாகவும், நேர்க் கோடுகளிலும், செல்கின்றன.

ஒளிபுகாப் பொருட்கள் அவற்றின் பாதையில் இருக்குமானுல் நிழல்கள் ஏற்படுகின்றன. மின்புலம் (electric field) அல்லது காந்தப் புலம் (magnetic field) இக்கதிர்களை நேர்ப்பாதையில் செல்ல விடாமல் திசை மாற்றுகிறது. இத் திசைமாற்றத்திலிருந்து



படம் 2.

இக்கதிர்கள் எதிர் மின் சுமைகளைத் தாங்கியுள்ளன என்பது தெளிவாகின்றது. இக்கதிர்கள் செல்லும் பாதையில் ஒரு துடுப்புச் சக்கரம் (paddle wheel) பொருத்தப் படுமானுல், அதன் துடுப்புக்களின் மேல் கதிர்கள் தாக்கிச் சக்கரம் சுழலுகின்றது. ஒரே சமயத்தில் எதிர் மின் கதிர்களின் மேல் குறிப்பிட்ட மின் புலத்தையும், காந்தப் புலத்தையும் தாக்கி அதனுல் ஏற்படுகின்ற திசை மாற்றத்தை அளப்பதன் மூலம் கதிர்களிலுள்ள துகள்களின் எடையைக் கணக்கிட்டனர்.

மேற் குறிப்பிட்ட சோதனைகள் மூலம் எதிர் மின் கதிர்களைப் பற்றிய பண்புகளைத் தொகுத்துக் கூறலாம். எதிர் மின் கதிர்கள் கோடிக்கணக்கான நுண்ணிய அடிப்படைத் துகள்களினால் ஆனவை. துகள்கள் எதிர் மின் சுமையைத் தாங்கியுள்ளன. ஒவ்வொரு துகளும், ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவில் $\frac{1}{1838}$ பங்குதான் எடையுள்ளதாக இருக்கின்றது. இத்துகள்கள் எலெக்ட்ரான்கள் (electrons) என அழைக்கப் படலாயின.

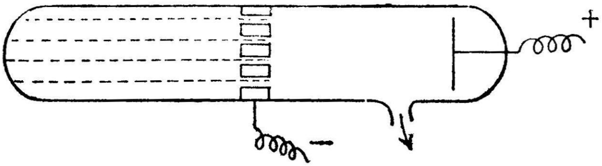
எதிர் மின் கதிர்களில் உள்ள எலெக்ட்ரான்கள், எதிர்மின் முனை, அல்லது குழாயிலுள்ள வாயுப் பொருள், சிதைவு அடைந்து உண்டாயிருக்க வேண்டும். எதிர் மின் முனை, எத்தன்மையாய் இருப்பினும், காத்தோடு குழாயிலுள்ள வாயு, எத்தன்மையாய் இருப்பினும், ஒரே மாதிரியான எதிர்மின் கதிர்கள் உண்டாகின்றன என்பது குறிப்பிடத் தக்கதாகும். ஆகவே, எலெக்ட்ரான்கள் அணுக்களிலுள்ள துகள்கள் என்றும், எத்தகைய அணுவாயிருப்பினும் அதில் எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கவேண்டும் என்றும் தெளிவாகின்றன.

நேர் மின் கதிர்கள்

அணு, மின் தன்மையில் சம நிலையாக இருக்கின்றது. அணுவில் எதிர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பதால், இச் சுமைகளைச் சமப் படுத்த நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கும் துகள்கள் இருக்கவேண்டும் என்பது தெளிவாகிறது. எதிர் மின் சுமைகளைத் தாங்கிய எலெக்ட்ரான்கள் நேர்மின் முனையை நோக்கிச் செல்வதால், நேர் மின் சுமைகளைத் தாங்கிய துகள்களிருப்பின் இவை, எதிர்மின் வாயை நோக்கிச் செல்லும். எதிர் மின் முனையில் பல துளைகளிடப் பட்டிருந்தால், இத்துகள்கள், எதிர் மின் முனையினால் தடுத்து நிறுத்தப் படாமல் அதிலுள்ள துளைகளின் வழியாக வெளியில் வருமென்று எதிர் பார்க்கலாம்.

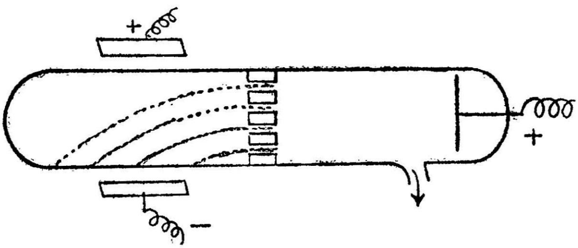
காத்தோடு குழாயில், பல துளைகளிட்ட எதிர்மின் முனையை அமைத்து, மீண்டும் சோதனை செய்து பார்க்கப் பட்டது. எதிர் பார்த்த படியே, எதிர்மின் முனையிலுள்ள துவாரங்களின் வழியாக, நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய துகள்கள் வெளி வந்தன. இத்துகள்கள், துவாரங்களின் வழியாக வெளிவருவதால் கால்வாய்க் கதிர்கள் (canal rays) என்றும், நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கியிருத்தலாலும், நேர்மின் முனையிலிருந்து வருவதாலும்,

நேர்மின் கதிர்கள் (positive rays or anode rays) என்றும் பெயர் பெற்றன.



படம் 3.
நேர்மின் கதிர்கள்.

கால்வாய்க் கதிர்களின் மேல், மின்புலம், அல்லது காந்தப் புலம் தாக்கப்படும் பொழுது அக்கதிர்கள் எதிர்மின் கதிர்கள் எத் திசையில் மாற்றப்படுமோ அதற்கு நேர் எதிர் திசையில், திசை மாற்றம் அடைகின்றது. இச்சோதனையால் காவ்வாய்க் கதிர்கள் நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய, துகள்களாலானவை என்பது தெளிவாகின்றது.



படம் 4.

நேர்மின் கதிர்களின் மேல் ஒரே சமயத்தில் குறிப்பிட்ட மின் புலம், காந்தப் புலம் இவற்றைத் தகுந்த முறையில் தாக்கி, அத னல் கதிர்கள் அடையும், திசை மாற்றத்தை அளந்து இக்கதிர் களில் அடங்கியுள்ள துகள்களின் எடையைக் கணக்கிட்டனர். நேர் மின் கதிர்கள் உண்டாகும் இச்சோதனையை, வெவ்வேறு தன்மை வாய்ந்த நேர்மின் முனைகளைக்கொண்டு திரும்பச்செய்து பார்ப்பின் ஒரே தன்மையுள்ள நேர் மின் கதிர்கள் வருவதைக் கண்டனர். ஆனல், காத்தோடு குழாயில் வெவ்வேறு தன்மையுள்ள வாயுக் களை எடுத்துக் கொண்டால், நேர்மின் கதிர்களிலுள்ள துகள் களின் எடையில் மாறுதல் கண்டனர்.

மேற்கூறிய பல சோதனைகளின் முடிவுகளிலிருந்து கால் வாய்க் கதிர்கள் துகள்களாலானவை என்பது புலனுகின்றது. இத்

துகள்கள் நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கி இருக்கின்றன. இத்துகள்களின் எடை காத்தோடு குழாயில் உள்ள வாயுவின் தன்மையைப் பொருத்தும், அந்த வாயுவின் அணு எடைக்குச் சமமாகவும் உள்ளது.

குறைந்த அழுத்தம் உள்ள (<0·01 மி.மீ.) வாயுக்களில், மிகுந்த அழுத்தத்தில், மின் செலுத்தி, கதிர்களின் பண்புகளை அறிவதன் மூலம், அணுவின் அமைப்பைப் பற்றிய சில உண்மைகள் தெரிய வருகின்றன.

(1) அணு மின் சமநிலையில் இருப்பினும், அதில் எதிர் மின் சுமைகளைத் தாங்கிய எலெக்ட்ரான்களும், இந்த எதிர்மின் சுமைகளைச் சமமாக்க நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய துகள்களும் உள்ளன.

(2) அணு எத்தன்மையாக இருப்பினும், அதில் ஒரே விதமான பண்புகளை உடைய பல எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன.

(3) அணுவின் தன்மையைப் பொருத்து, நேர் மின் சுமைகளைத் தாங்கிய துகள் அல்லது துகள்கள் அணுவில் இருத்தல் வேண்டும்.

புரோட்டான்

காத்தோடு குழாயில் ஹைட்ரஜன் வாயுவை எடுத்துக் கொண்டு சோதனை செய்தால் எலெக்ட்ரான்களும், நேர்மின் கதிர்களும் கிடைக்கின்றன. நேர்மின் கதிர்களிலுள்ள துகள்களின் எடை, ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எடைக்குச் சமமாக உள்ளது. இத்துகள்கள், புரோட்டான்கள் (protons) என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

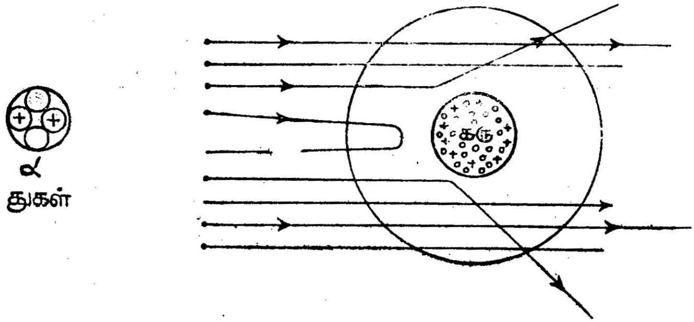
ரூதர்ஃபோர்டின் ஆய்வுகளும் முடிவுகளும்

1914-ஆம் ஆண்டில், ரூதர்ஃபோர்ட் என்ற விஞ்ஞானி அணுவின் அமைப்பைப் பற்றி யறிய சில சோதனைகள் செய்தார். அவர் கதிரியக்கத்தினால் கிடைக்கப் பெற்ற ஆல்ஃபா துகள்களை, ஏவுக்கணைகளாக (projectile) எடுத்துக் கொண்டார். இத்துகள்கள் எடையின் புரோட்டான்களைப் போல் நான்கு மடங்கும், மின் தன்மையில் புரோட்டான்களைப் போல் இரு மடங்கும் உள்ளவை. இவை கதிரியக்கப் பொருட்களிலிருந்து வெளி

வரும்பொழுது மிக்க ஆற்றலுடனும், அதிக வேகத்துடனும் வெளி வருகின்றன, மிக மெல்லிய உலோகத் தகட்டை இலக்காக **(target)** வைத்து, ஆல்ஃபா துகள்கள் அதன் மீது ஏவப்பட்டன.

பெரும்பான்மையான துகள்கள் மெல்லிய உலோகத்தகட்டை ஊடுருவி மறு பக்கம் வெளி வந்தன. சில துகள்கள் பெருமளவில் திசை மாறி மறுபுறம் வெளிவந்தன. மிகச் சில, தகட்டின் மேற் பரப்பை அடைந்ததும் முற்றிலும் திசைமாறி வந்தத் திசையி லேயே திரும்பிச் சென்றன.

இச்சோதனையில் கண்ட உண்மைகளைக் கொண்டு ரூதர்ஃ போர்டு அணுவின் அமைப்பைப் பற்றித் திட்டவட்டமான சில முடிவுகளைக் கொண்டார். அவருடைய முடிவுகளின்படி, அணு வில் பெரும்பாகம் காலியாகவே இருக்கிறது. இக்காரணத்தினுல் தான் பெரும்பாலான ஆல்ஃபா துகள்கள் மெல்லிய தகட்டின் மூலம் ஊடுருவிச் செல்ல முடிகிறது. அணுவினுள் ஒரு குறுகிய பரிமாணத்தில் அதனுடைய எல்லா நேர்மின் சுமைகளும் திரண்டு இருக்கவேண்டும். அப்படி அதிக எடையும், நேர்மின் சுமைகளும், ஒரு புள்ளி போன்ற இடத்தில் குவிந்திருப்பதனுல் சில ஆல்ஃபா அணுக்கள், தங்கள் பாதையினின்றும் வெறுத்து ஒதுக்கப்படு கின்றன. எடையும், நேர்மின் சுமையும் உள்ள துகள்கள் குவிந் திருக்கும் இடத்திற்குக் கரு எனப் பெயர். இந்தக் கருவின் மேற் பரப்பிற்கு நேரே வரும் மிகச் சில ஆல்ஃபாதுகள்கள் மட்டும் முற்றும் வெறுக்கப்பட்டு வந்த திசையிலேயே திரும்பிச் செல் கின்றன. கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள பண்பறிப் படம் ரூதர்ஃ போர்டு சோதனையின் நிகழ்ச்சிகளை நன்கு விளக்குகின்றது.



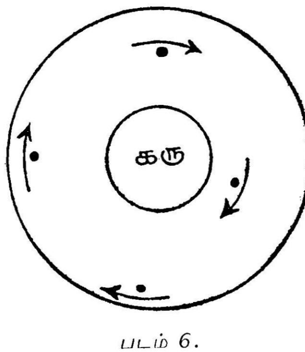
படம் 5.

ரூதர்ஃபோர்டு, ஏவுகணைகளாக அனுப்பப்பட்ட ஆல்ஃபா துகள்களின் எண்ணிக்கை, வழி விலகிச் சென்ற துகள்களின்

எண்ணிக்கை, இவற்றைக் கொண்டு அணுவிலுள்ள கருவின் மின் சுமைகளையும், கருவின் எடையையும் தோராயமாகக் கணக்கிட்டார். அவர் எடுத்துக்கொண்ட பல உலோகங்களில், மின் சுமைகள் கருவின் எடையில் சரி பாதியாக உள்ளதை உணர்ந்தார். 'கருவில் இரண்டு விதமான துகள்கள் இருக்கவேண்டும் என்றும், அவ்விரண்டுவிதத் துகள்களும், கருவின் எடைக்குக் காரணமாயிருந்தாலும், ஒரு விதமான துகள்கள் மட்டும், நேர் மின் சுமைகளுக்குக் காரணமாக உள்ளன' என்பதனையும் சுட்டிக் காட்டினர்.

கருவைக் கொண்ட அணுவின் அமைப்பு

ரூதர்ஃபோர்டு தான் கண்ட உண்மைகளை மனத்தில் கொண்டு அணுவிற்கு ஓர் உருவம் அமைத்தார். அவர் கருத்தின்படி அணு ஒரு மிக நுண்ணிய துகள்கள் கொண்ட பொருளாகும். அணுவின் பரிமாணத்தில் சுமார் பத்தாயிரத்தில் ஒரு பங்கில் தான் அணுவின் கரு உள்ளது. அணுவின் குறுக்களவு 1×10^{-8} செ.மீ. எனக் கருதினல், அணுக் கருவின் குறுக்களவு 1×10^{-12} செ.மீ.ஆக இருக்கும். இந்த அணுக் கருவில் இரண்டுவிதத் துகள்கள் உள்ளன. ஓர் அணுவின் எடை, கருவின் எடைக்குச் சமமாக இருக்கும். அணுவில் உள்ள நேர் மின் சுமை முழுவதும் அணுவிலேயே திரண்டு இருக்கும். இந்த நேர் மின்சுமையைச் சமப் படுத்தும் எலெக்ட்ரான்கள் அணுக்கருவைச் சுற்றியுள்ள இடத்தில் மிக அதிகமான வேகத்தில் சுற்றிக்கொண்டு இருக்கும்.



படம் 6.

நியூட்ரான்

ரூதர்ஃபோர்டு, தன்னுடைய ஆராய்ச்சிகளின் பயனுக, அணுக்கருவில் மற்றொரு வகை துகள்கள் இருக்கவேண்டும் என்றும், இத்துகள்கள் எடையில் புரோட்டான்களை ஒத்தும் மின்சுமையற்றதாகவும் (மின்பண்புகளில் சம நிலையுள்ளதாகவும்) இருக்குமென்றும் ஊகித்தார். இத்துகள்கள் மின் சுமைகளைத் தாங்கியில்லாததால் நியூட்ரான்கள் எனப் பெயரிடப்பட்டன. அணுக்கருவில், நியூட்ரான்கள் இருப்பது 1932ல் தான் சாட்விக் **(Chadwick)** என்பவரால் நிரூபிக்கப்பட்டது. நியூட்ரான்கள்

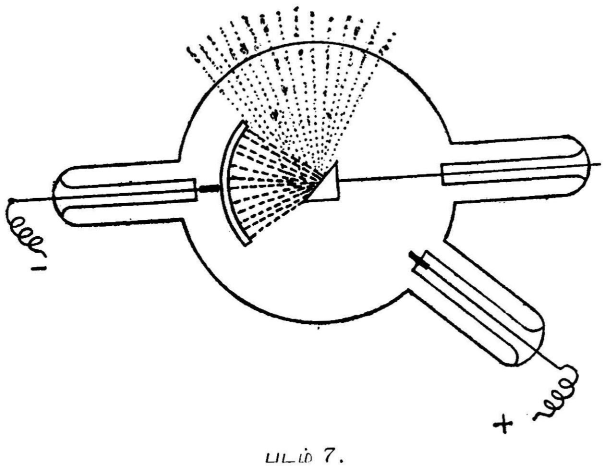
ஹைட்ரஜன் அணுவிலுள்ள கருவைத்தவிர மற்ற எல்லாத் தனிமங்களின் அணுக்கருக்களில் உள்ளன. ரூதர்ஃபோர்டு ஊகித்தபடியே, இத்துகள்களின் எடை புரோட்டான்களின் எடைக்குச் சமமாயுள்ளது. இவை எவ்வித மின் சுமைகளையும் பெற்றில்லை. சமீபகால ஆராய்ச்சியால், நியூட்ரான்களைப் பற்றிய அறிவு அதிகமாயுள்ளது. நியூட்ரான் ஒரு புரோட்டானும், ஓர் எலெக்ட்ரானும் சேர்ந்து உண்டான மின் சம நிலையில் உள்ள ஒரு துகள் என்று எடுத்துக் கொள்ளலாமா வென்பது சர்ச்சையி லுள்ளது.

நியூட்ரான் $\rightleftharpoons$ புரோட்டான் + எலெக்ட்ரான்.

X-கதிர்கள்

1895ஆம் ஆண்டில் ராயிங்டன் **(Röntgen)** என்பவர், காத்தோடு கதிர்களை ஒரு தனிமத்தின் மேல், ஒரு குறிப்பிட்ட கோணத்தில் மோதும்படிச் செய்தால், ஒரு புது விதமான கதிர்கள் வெளிவருவதைக் கண்டார். இதையொத்த கதிர்களை அது வரையிலும் யாரும் அறிந்தில்லாததால், இக்கதிர்கள், **X**-கதிர்கள் **(X-rays)** என அழைக்கப்பட்டன.

X—கதிர்கள்



படம் 7.

X-கதிர்கள், பல பொருள்களை ஊடுருவிச் செல்லும் சக்தி வாய்ந்தவை. ஒளிபுகாப் பொருள்களான, மரம், துணி, சதை இவற்றின் வழியாக இக்கதிர்கள் எளிதில் ஊடுருவிச் செல்லும். இக்கதிர்களின் பல பண்புகளைக் கருத்தில் கொண்டால், இவை,

சிறிய அலை நீளங்களைக் கொண்ட மின் காந்தக் கதிர் வீச்சுகள் (electro magnetic radiation) என்ற முடிவுக்கு வரமுடியும்.

அணு எண்

காத்தோடு கதிர்கள் தாக்கும் இலக்குகளின் தன்மையைப் பொறுத்து X-கதிர்களின் அலை நீளம் உள்ளது என்ற உண்மையை மாசலி (Moseley) என்பவர் 1913-ஆம் ஆண்டில் பல சோதனைகள் செய்து கண்டறிந்தார். இலக்குகளாக விளங்கும் தனிமங்களுக் கேற்ப X-கதிர்களின் அலை நீளம் மாறுவதால், தனிமங்களின் ஓர் அடிப்படையான பண்புக்கும், X-கதிர்களின் அலை நீளத்திற்கும் சம்பந்தம் இருக்கவேண்டுமென்ற முடிவுக்கும் வந்தார். அக் காலத்தில் தனிமத்தின் எடை, அடிப்படைத் தன்மை வாய்ந்தது என்று வலியுறுத்தப்பட்டது. தனிமத்தின் எடையையும், அந்தத் தனிமம் காத்தோடு கதிர்களால் தாக்கப்படும் பொழுது வெளி வரும் X-கதிர்களின் அலை நீளங்களையும், வரைப்படத்தில் சம்பந்தப்படுத்த முயன்று தோல்வியடைந்தார்.

தனிம வரிசை அட்டவணையிலுள்ள தனிமங்கள் யாவற்றிற் கும் ஹைட்ரஜனில் தொடங்கி யூரேனியம் முடிய அதன் இருப்பி டத்தை யொட்டி ஒன்று முதல் தொண்ணூற்று இரண்டு முடிய எண்கள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. தனிமத்தின் இந்த வரிசை எண்ணையும் (ordinal number), X-கதிர்களின் அலை நீளத்தையும் வரைப் படத்தில் காண்பிக்கும் பொழுது ஒரு சம்பந்தம் இருப் பதை மாசலி கண்டார். அவர் கண்ட அந்தச் சம்பந்தத்தை ஒரு சமன்பாடாக எழுதலாம்.

$$\sqrt{v} = a\,(z - b).$$

v = X-கதிர்களின் அலைவு எண் (frequency).

z = தனிம வரிசை அட்டவணையில் தனிமத்தின் அணு எண் (atomic number).

a, b = மாறிலிகள் (constants).

ருதர்ஃபோர்டு, சில தனிமங்களில் உள்ள அணுக் கருவின் நேர்மின் சுமைகளைக் கணக்கிட்டிருந்தார் எனப் பார்த்தோம். அத்தனிமங்களின், நேர்மின் சுமைகளும், தனிம வரிசை அட்ட வணையில் அத்தனிமங்களின் வரிசை எண்களும், சமமாக இருப் பதை மாசலி கண்டார். அவர், இந்த எண்ணுக்கு, தனிமத்தின் அணு எண் எனப் பெயரிட்டார். அணுக் கருவிலுள்ள நேர்மின்

சுமைகள் யாவும் எலெக்ட்ரான்களால் சமனடைய வேண்டுமாகை யால் அணுக்கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக் கையும், அணு எண்ணுக்குச் சமமாக இருத்தல் வேண்டும்.

அணு எண், **"தனிம வரிசை அட்டவணையில் தனிமத்தின் வரிசை எண், அல்லது தனிமத்தின் அணுக் கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிக்கும் எண், அல்லது அந்தத் தனிமத்தின் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக் கையைக் குறிக்கும் எண்"** என்று வரையறுக்கலாம்.

ஆக்ஸிஜனின் அணு எண் எட்டு என்றால், ஆக்ஸிஜன் தனிம வரிசையில் எட்டாவதாக உள்ளது என்றும், ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கின்றன எனவும், ஆக்ஸிஜன் அணுக் கருவில் எட்டு புரோட்டான்கள் இருக்கின்றன எனவும் பொருள்படும். குளோரினின் அணு எண் 17. அதாவது, குளோரின் தனிம வரிசையில் பதினேழாவது தனிமம் ஆகும். அதன் அணுவில் பதினேழு எலெக்ட்ரான்களும், அதன் அணுக் கருவில் பதினேழு புரோட்டான்களும் உள்ளன.

மாசலியின் சோதனைகளால் ஒரு தனிமத்தின் தனித்தன்மை அதன் அணு எண்ணைப் பொறுத்தேயுள்ளது என்றாயிற்று. ஆகவே, அணு எண்தான் ஒரு தனிமத்தின் அடிப்படைப் பண்பு என்ற உண்மை தெரிய வந்தது. அக்கருத்தினை அடிப்படையாகக் கொண்டே இக்காலத்தில் ஒரு தனிமத்திலுள்ள அணுக்களின் அமைப்பு, அவற்றின் பண்புகள் முதலியன, விவரிக்கப்படு கின்றன.

அணுவிலுள்ள கருவின் அமைப்பு

அணுக் கருவில் நியூட்ரான்களும், புரோட்டான்களும் உள்ளன என்பதை அறிந்தோம். அணு நிறை எண் (Atomic mass number) நியூட்ரான்கள், புரோட்டான்கள் இவற்றின் மொத்த எண்ணிக்கையைக் குறிக்கும். அணு எண், கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிக்கும். ஒரு தனி மத்தின், அணு எடை எண், அணு எண் இவற்றை அறிந்தால் கருவின் அமைப்பைக் கூற முடியும். அணு மின் சமநிலையிலிருப்ப தால் அணுக்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையும், கருவைச் சுற்றி அமைந்துள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை யும், சமமாயிருத்தல் வேண்டுமென்றும் அறிந்தோம். ஆகவே, அணு எண்ணிலிருந்து அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கையும் அறியலாம். கீழ்க்கண்ட அட்டவணையில்

சில தனிமங்களிலுள்ள அணுக் கருவின் அமைப்பும், அணுவிலுள்ள மொத்த எலெக்ட்ரான்களும் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

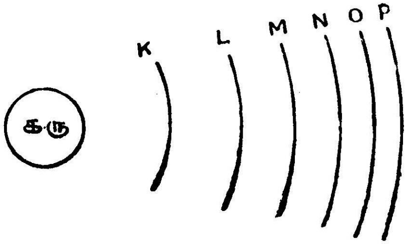
தனிமத்தின் பெயர்	அணு எண் Z	அணு நிறை எண் A	கருவின் அமைப்பு: புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை Z	கருவின் அமைப்பு: நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை A—Z	அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை
ஹைட்ரஜன்	1	1	1	—	1
ஆக்சிஜன்	8	16	8	8	8
சோடியம்	11	23	11	12	11
புரோமின்	35	80	35	45	35
ஐயோடின்	53	127	53	74	53
யுரேனியம்	92	238	92	146	92

அணுக்கருவிற்கு வெளியிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு.

ரூதர்ஃபோர்டு, கருவிற்கு வெளியேயுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் கருவினால் ஈர்க்கப்பட்டு கருவில் வந்து விழாமல் இருப்பதை விளக்கும் பொருட்டு, எலெக்ட்ரான்கள் கருவை வெகு வேகமாகச் சுற்றி வருகின்றன எனக் கூறினார். இந்த விளக்கம், எல்லோராலும் ஒத்துக் கொள்ளப்பட்ட மின் காந்தக் கொள்கைக்கு **(electro magnetic theory)** மாறுபாடாக இருப்பதால், போர் **(Bohr)** என்பவர், இந்த விளக்கத்தில் சில மாறுதல்கள் செய்தார். பின், சாமர்ஃபீல்ட் **(Sommerfield)** என்பவர் மேலும் சில மாற்றங்கள் செய்தார். தற்பொழுது விஞ்ஞானிகளால் ஒத்துக் கொள்ளப்பட்ட கருத்துக்குப் போர்-சாமர்ஃபீல்ட் கொள்கை **(Bohr-Sommerfield theory)** என்று பெயர்.

இந்தக் கொள்கையின்படி, எலெக்ட்ரான்கள் கருவைச் சுற்றி ஒரு குறிப்பிட்ட கூட்டினுள் **(shell)** தான் செல்கின்றன. கருவிற்குச் சமீபத்திலுள்ள கூடுக்கு *K* என்றும், அதற்கு அடுத்த கூடுக்கு *L* என்றும், அதற்கு மேலேயுள்ள கூடுகளுக்கு *M, N, O*

என்றும் பெயர். இக் கூடுகள் முறையே 1, 2, 3, 4 என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.



படம் 8.

ஒவ்வொரு கூட்டிலும் இருக்கக் கூடிய எலெக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கையை ஓர் எளிய சமன்பாட்டால் அறியலாம்.

எலெக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கை = $2 \times n^2$. n என்பது கூட்டின் வரிசை எண் ஆகும்.

கூட்டின் (n) பெயர்	எலெக்ட்ரான்களைக் கணக்கிடும் $2n^2$ சமன்பாடு	கூட்டில் இருக்கக்கூடிய மொத்த எலெக்ட்ரான்கள்
K அல்லது 1	2×1^2	2
L அல்லது 2	2×2^2	8
M அல்லது 3	2×3^2	18
N அல்லது 4	2×4^2	32

ஒவ்வொரு கூடும் குறிப்பிட்ட சில உட்கூடுகளைக் கொண்டிருக்கும்.

K, கூட்டில் **s** என்ற ஒரு உட்கூடுதானுள்ளது.

L, கூட்டில் **s,p** என்ற இரு உட்கூடுகளுள்ளன.

M, கூட்டில் **s,p,d,** என்ற மூன்று உட்கூடுகளுள்ளன.

N, கூட்டில் **s,p,d,f,** என்ற நான்கு உட்கூடுகளுள்ளன,

ஒவ்வோர் உட்கூட்டிலும் இருக்கக்கூடிய எலெக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கை பின் வருமாறு:

s உட்கூட்டில் 2 எலெக்ட்ரான்கள்.
p உட்கூட்டில் 6 எலெக்ட்ரான்கள்.
d உட்கூட்டில் 10 எலெக்ட்ரான்கள்.
f உட்கூட்டில் 14 எலெக்ட்ரான்கள்.

ஓர் உட்கூட்டில் உள்ள எல்லா எலெக்ட்ரான்களும், ஒரே பாதையில் செல்வதில்லை. ஒவ்வோர் உட்கூட்டிலுமுள்ள மொத்த பாதைகளும் வரையறுக்கப்பட்டுள்ளன. அவை பின்வருமாறு:

s உட்கூட்டில் ஒரு பாதை (orbit)
p உட்கூட்டில் மூன்று பாதைகள் (orbits)
d உட்கூட்டில் ஐந்து பாதைகள் (orbits)
f உட்கூட்டில் ஏழு பாதைகள் (orbits)

ஒவ்வொரு பாதையிலும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கக் கூடும். ஆனால் அவற்றின் சுழற்சி (spin) எதிர் திசைகளில் இருக்கவேண்டும்.

இவ்வாறாக அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு குறிப் பிட்ட முறையில்தான் அடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அணுவிலுள்ள ஒவ்வோர் எலெக்ட்ரானையும் குறிப்பிட நான்கு குவாண்டம் எண்கள் (quantum numbers) தரப்படவேண்டும். அவைகள், கூடு (shell), உட்கூடு (sub-shell), பாதை (orbit), சுழற்சி (spin) முதலியவற்றைப் பற்றிக் குறிப்பிடுபவைகளாக இருக்கும். இவற்றின் உதவியால் ஓர் எலெக்ட்ரான், முறையே, கருவிலிருந்து எவ்வளவு தூரத்தில் (distance from the nucleus) உள்ளது என்றும், அது செல்லும் பாதையின் உருவத்தையும் (shape of the orbit), பாதையின் தளத்தையும் (orientation of the orbit in space) எலெக்ட்ரானின் சுழற்சித் தன்மையையும் (nature of the spin) அறியலாம். அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்புக்களைக் கொடுக்கும்பொழுது பௌலியின் தத்துவத் தையும் (Pauli's principle) கருத்தில் கொள்ளவேண்டும். இத்தத்து வத்தின்படி, **'ஒரு சமநிலையான அணுவில், எச் சமயத்திலும், எந்த இரண்டு எலெக்ட்ரான்களுக்கும், நான்கு குவாண்டம் எண் களும் சமமாக இருக்க முடியாது.'**

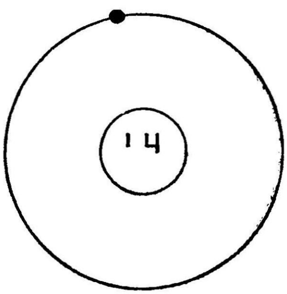
கருவிற்கு வெளியிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களுக்கு அமைப்பு கொடுக்கும் பொழுது 'எந்தத் தனிமத்திலும் இறுதி வெளிக் கூட்டில் (last shell) எட்டு எலெக்ட்ரான்களுக்கு மேல் இருக்க முடியாது' என்ற விதியையும் கடைப்பிடிக்கவேண்டும். *M* கூட்டில்

பதினெட்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கக் கூடுமாறுலும், **M** கூடு இறுதிக்கூடாக இருக்கும்பொழுது எட்டு எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டிருக்கும். **M** கூடு முடிவு பெறு முன்பே, **N** கூடு ஆரம்பமாகிவிடும். **N** கூட்டில் சில எலெக்ட்ரான்கள் நிரம்பினவுடன் **M** கூடு வளரத் தொடங்கித் தன்னுள் அடங்கக்கூடிய எல்லா எலெக்ட்ரான்களையும் பெறும். இதன்படி ஒரு கூடு நிரம்பின பிறகுதான் மற்ருெரு வெளிக்கூடு ஆரம்பிக்கவேண்டும். என்ற நிபந்தனையில்லையென்ருகிறது.

முதல் இருபத்தொரு தனிமங்களிலுள்ள அணுக்களின் அமைப்பு.

அணுவின் அமைப்பைப்பற்றி அறிந்த பல விதிகளையும், தத்துவங்களையும் பயன் படுத்தித் தனிம வரிசை அட்டவணையிலுள்ள முதல் இருபத்தொரு தனிமங்களின் அணுக்களின் எளிய அமைப்பைக் கீழ்க்கண்டவாறு கொடுக்கலாம்.

ஹைட்ரஜன்



படம் 9.

அணு எண் = 1.

அணு எடை = 1.

∴ அணுக்கருவிலுள்ள புரோட்டான் = 1.

அணுக்கருவிலுள்ள நியூட்ரான் = 0.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான் = 1.

முதல் கூடு *K* அல்லது 1 ஆகும். அதில் s என்ற உட்கூடு உள்ளது. ஆகவே, எலெக்ட்ரானின் அமைப்பு $1s^1$. ஆகும்.

ஹீலியம்

அணு எண் = 2.

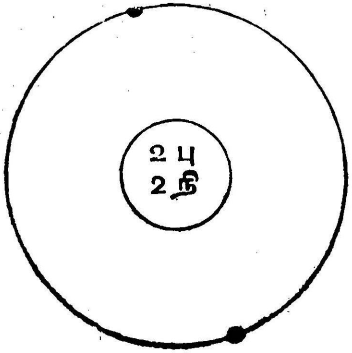
அணு எடை = 4.

∴ அணுக்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை = 2.

அணுக்கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை = 4 – 2 = 2.

கருவைச் சுற்றியுள்ள மொத்த எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 2.

முதல் கூடு *K*யிலுள்ள *s* உட்கூடு முழுவதும் முற்றுப் பெறுகிறது. ஆகவே, எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு $1s^2$ ஆகும்.



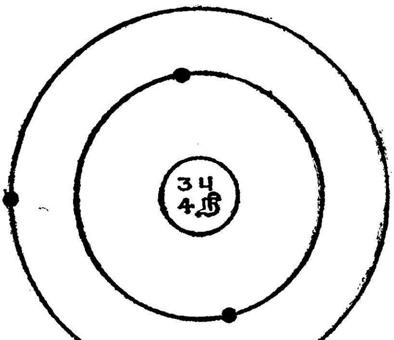
படம் 10.

லித்தியம்

அணு எண் = 3.

அணு எடை = 6·94.

அணு எடையைத் தோராயமாக முழு எண்ணாகக்கொண்டால் அதற்கு அணு நிறை எண் எனப்பெயர். அணுவின் அமைப்பைக் கொடுக்கும் பொழுது அணு எடை முழு எண்ணாக இல்லாவிட்டால் அணு நிறை எண்ணை எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும்.



படம் 11.

∴ அணு நிறை எண் = 7.

கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 3.

கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = (7−3) = 4.

அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 3.

K என்ற முதல் கூடு முற்றுப் பெற்று *L* கூட்டில் முதல் உட்கூடான *s*ல் மூன்றாவது எலெக்ட்ரான் இருக்கும். ஆகவே, எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு = $1s^2$, $2s^1$ ஆகின்றது.

பெரிலியம்

அணு எண் = 4.

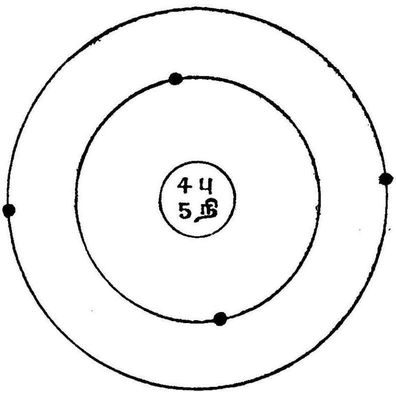
அணு நிறை எண் = 9.

அணுக்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 4.

அணுக்கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = (9—4) = 5.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 4.

இரண்டாவது கூடான Lவிலுள்ள s உட்கூடு முழுவதும் முற்றுப் பெறுகிறது. ஆகவே, எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு= **$1s^2$, $2s^2$.**



படம் 12.

போரான்

அணு எண் = 5.

அணு எடை = 10·82.

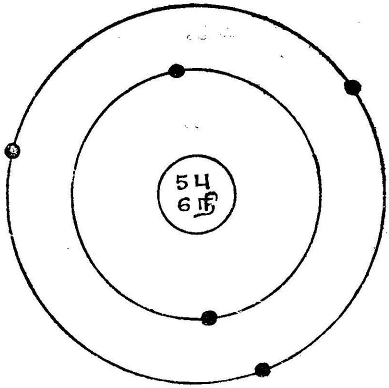
அணு நிறை எண் = 11.

∴ அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 5.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 11 – 5 = 6.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 5.

L கூட்டிலுள்ள *s* உட்கூடு முற்றுப் பெற்றுள்ளதால், அடுத்த உட்கூடான *p* உட்கூட்டில் ஓர் எலெக்ட்ரான் இருக்கும். ஆகவே, எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு $=1s^2, 2s^2, 2p^1$.

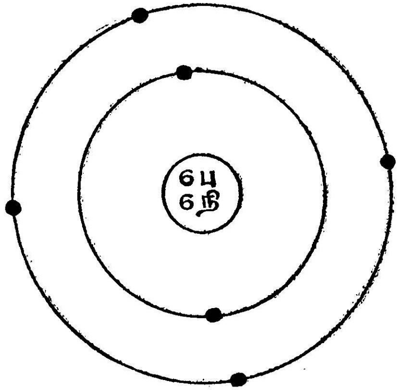


படம் 13.

கார்பன்

அணு எண் = 6.

அணு நிறை எண் = 12.



படம் 14.

∴ அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை = 6.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை = 12—6 = 6.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 6.

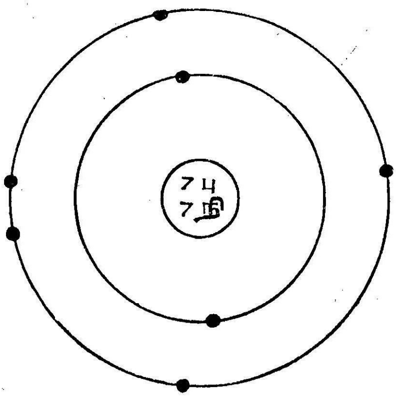
∴எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு = $1s^2, 2s^2, 2p^2$.

நைட்ரஜன்

அணு எண் = 7

அணு நிறை எண் = 14.

∴அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 7.



படம் 15.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 14 − 7 = 7.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 7.

எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு = $1s^2, 2s^2, 2p^3$.

ஆக்ஸிஜன்

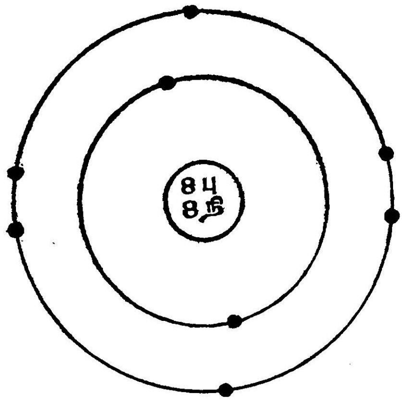
அணு எண் = 8.

அணு நிறை எண் = 16.

∴அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 8.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 16 − 8 = 8.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 8.



படம் 16.

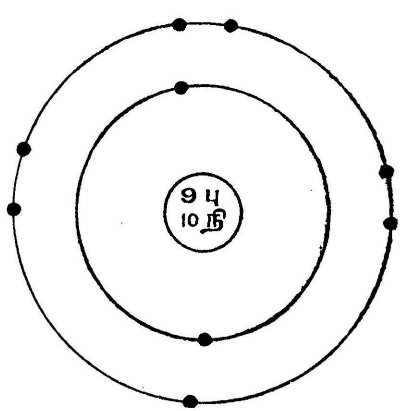
எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு $= 1s^2, 2s^2, 2p^4$.

ஃபுளோரின்

அணு எண் = 9.

அணு நிறை எண் = 19.

ஃஅணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 9.



படம் 17.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 19 − 9 = 10.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 9.

எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு $= 1s^2,\ 2s^2,\ 2p^5$.

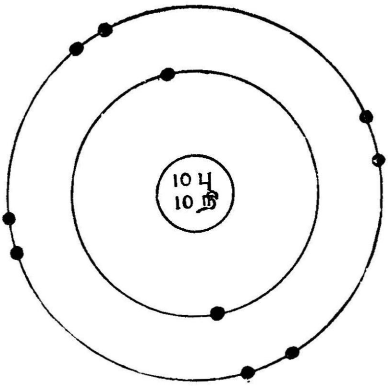
நியான்

அணு எண் $= 10$.

அணு நிறை எண் $= 20$.

∴ அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 10.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } $= 20 - 10 = 10$.



படம் 18.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 10.

L கூட்டிலுள்ள இரண்டு உட்கூடுகளும், முற்றுப் பெறுகின்றன. ஆகவே, எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு $= 1s^2,\ 2s^2,\ 2p^6$.

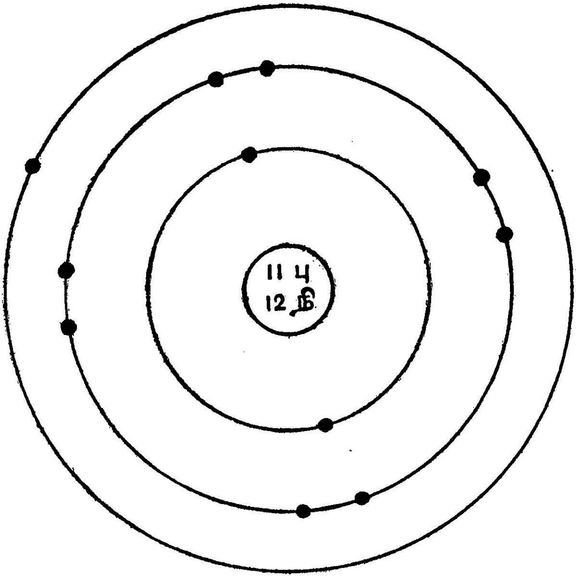
சோடியம்

அணு எண் $= 11$.

அணு நிறை எண் $= 23$.

∴ அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 11.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 23—11 = 12.



படம் 19.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 11.

மூன்றாவது கூடான Mயிலுள்ள s உட்கூட்டில் ஓர் எலெக்ட்ரான் இருக்கும். எலெக்ட்ரானின் அமைப்பு $=1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$.

மக்னீசியம்

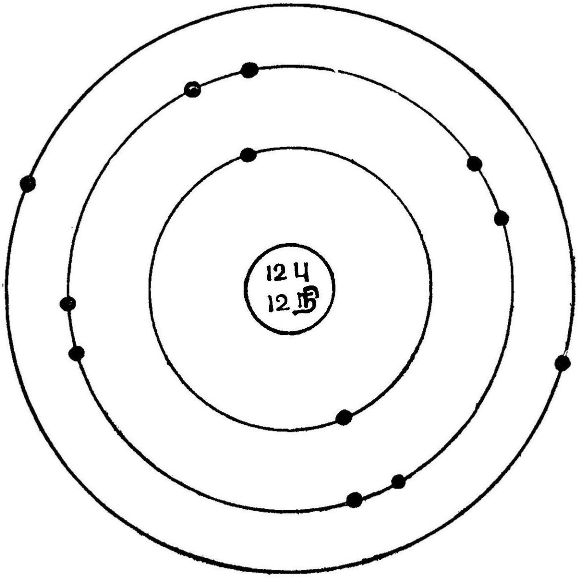
அணு எண் $=12$.

அணு நிறை எண் $=24$.

∴ அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } $=12$.

அணுக்கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } $= 24-12 = 12$.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } =12.



படம் 20.

எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு $= 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2.$

அலுமினியம்

அணு எண் $= 13.$

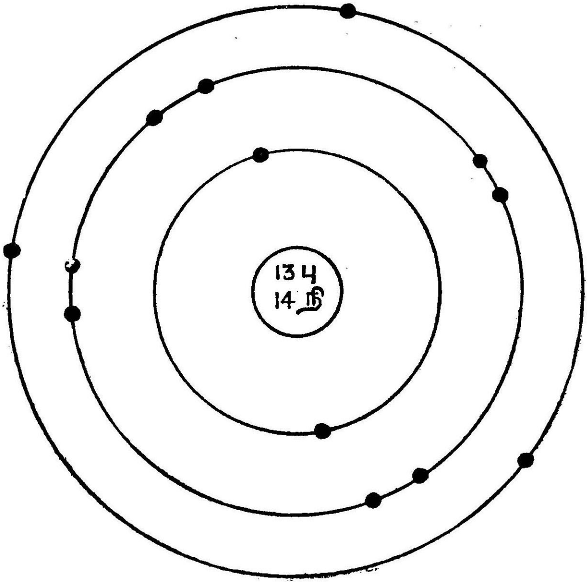
அணு நிறை எண் $= 27.$

∴ அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } =13.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } $= 27 - 13 = 14.$

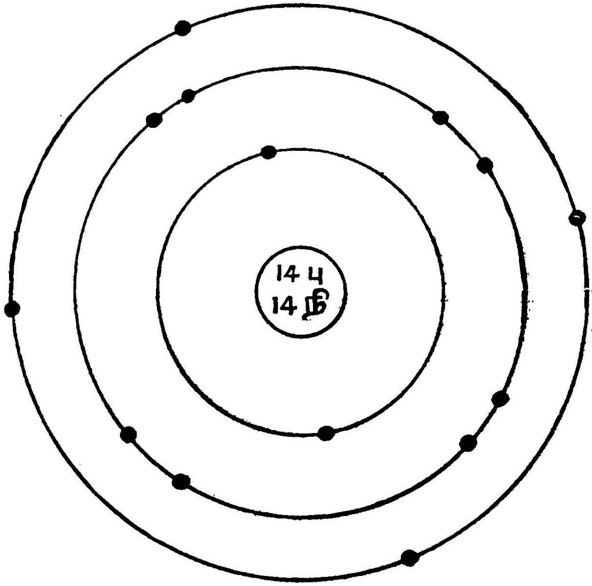
கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } =13.

எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு $= 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1.$



படம் 21.

சிலிகான்



படம் 22.

அணு எண் = 14.

அணு நிறை எண் = 28.

∴ அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 14.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 28—14 = 14.

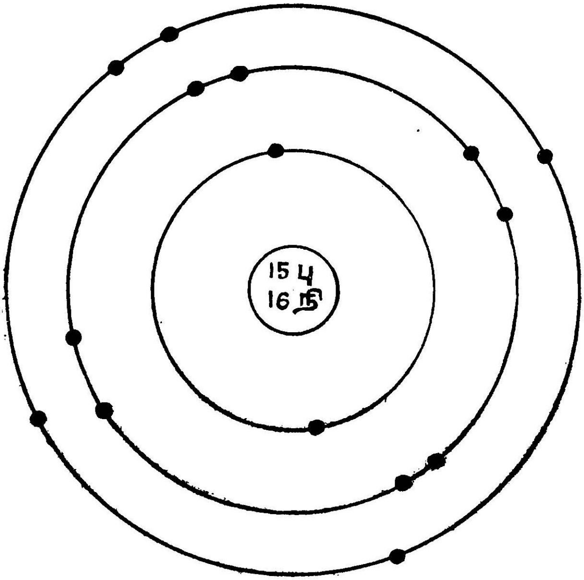
கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 14.

எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு = $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^2$.

பாஸ்பரஸ்

அணு எண் = 15.

அணு எடை எண் = 31.



படம் 23.

∴ அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 15.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை $\Big\}$ = 31—15 = 16.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை $\Big\}$ = 16.

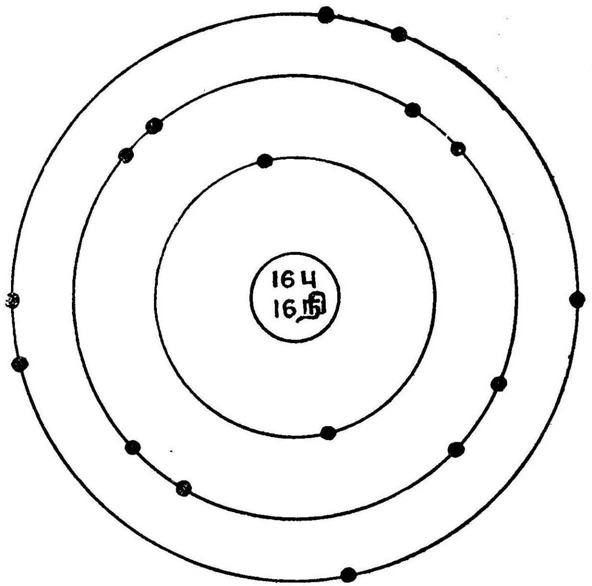
எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$.

சல்ஃபர்

அணு எண் = 16.

அணு நிறை எண் = 32.

ஃ அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை $\Big\}$ = 16.



படம் 24.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை $\Big\}$ = 32 – 16 = 16.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை $\Big\}$ = 16.

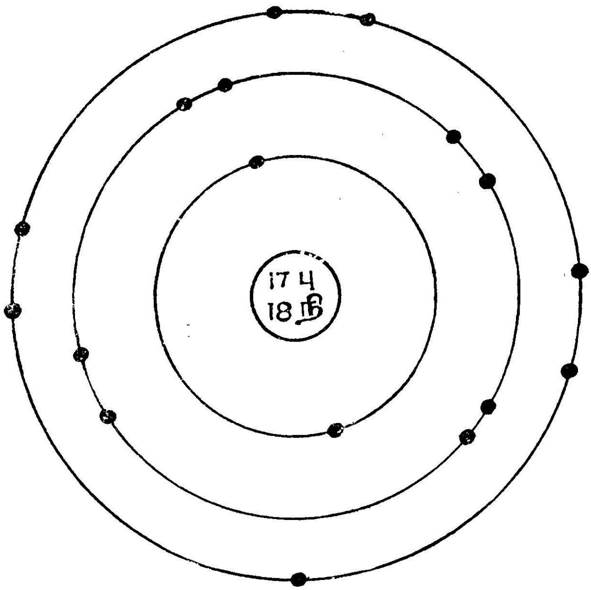
எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$.

குளோரின்

அணு எண் = 17.

அணு நிறை எண் = 35·457.

அணு எடை எண் = 35.



படம் 25.

∴ அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 17.

∴ அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 35—17 = 18.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 17.

எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு = $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^5$.

ஆர்கான்

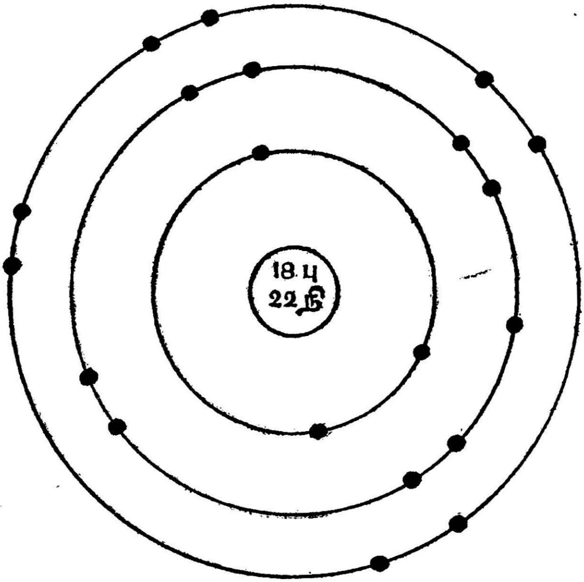
அணு எண் = 18.

அணு நிறை எண் = 40.

ஃஅணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 18.

ஃஅணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 40 − 18 = 22.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 18.



படம் 26.

மூன்றாவது கூட்டில் உள்ள உட் கூடுகளான **s, p** இரண்டும் முற்றுப் பெறுகின்றன. ஆகவே, எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு $= 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$.

பொட்டாஸியம்

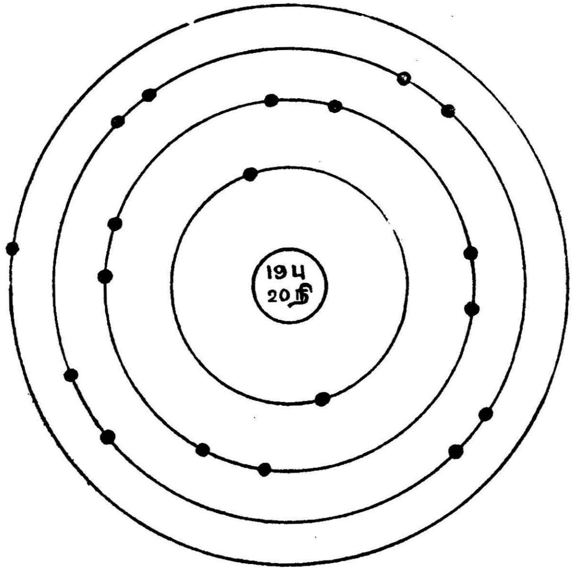
அணு எண் = 19.

அணு நிறை எண் = 39.

ஃஅணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 19.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 39 − 19 = 20.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 19.



படம் 27.

M கூட்டில் மொத்தம் 18 எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கக் கூடுமானாலும், இறுதி வெளிக் கூட்டில் 8 எலெக்ட்ரான்களுக்கு மேல் இருக்க முடியாது. *M* கூட்டில் இடம் இருந்தாலும் நான்காவது கூடான *N* கூடு ஆரம்பமாகின்றது. எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p,^6, 4s^1$.

கால்ஸியம்

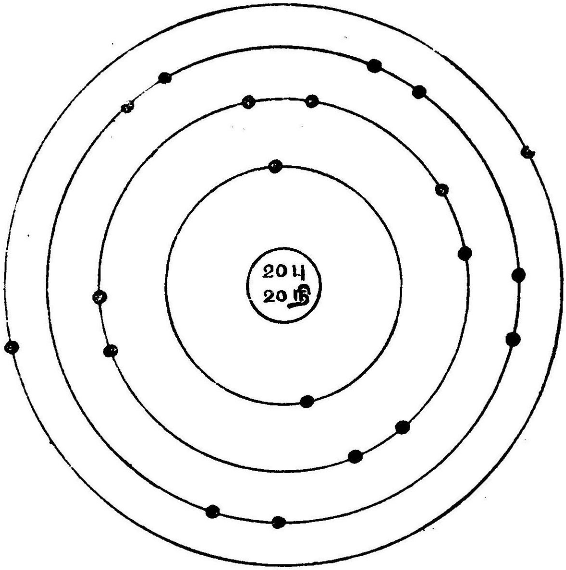
அணு எண் = **20.**

அணு நிறை எண் = 40.

∴ அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 20.

அணுக் கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 40 − 20.
= 20.

கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 20.



படம் 28.

எலெட்ரான்களின் அமைப்பு $= 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$.

ஸ்கேண்டியம்

அணு எண் = 21.

அணு நிறை எண் = 45.

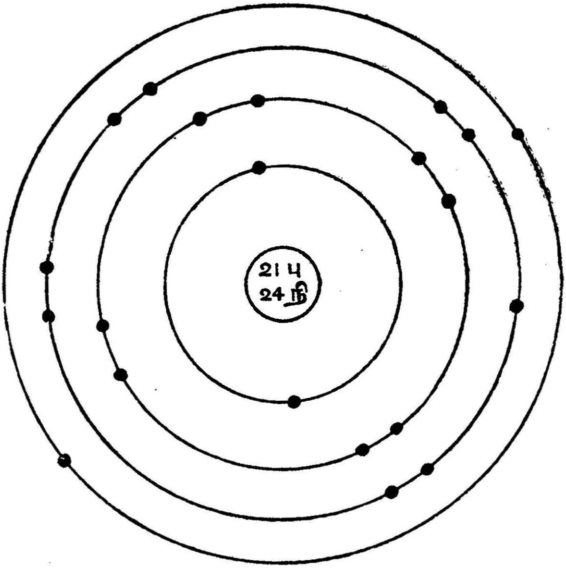
∴ கருவில் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = 21.

கருவில் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 45—21 = 24.

அணுவில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = 21.

நான்காவது கூட்டில், *s* உட்கூடு முடிவடைந்த பின், மூன்ருவது கூட்டிலுள்ள *d* என்ற உட் கூட்டிற்கு, எலெக்ட்ரான் வருகிறது.

எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு $= 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^1, 4s^2$.



படம் 29.

அடுத்து வரும், ஒன்பது தனிமங்களில், மூன்ருவது கூட்டிலுள்ள *d* உட்கூட்டினுள், எலெக்ட்ரான்கள் சேருகின்றன. ஆகவே, துத்தநாகத்திலுள்ள அணுவில் (அணு எண் = 30). எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு = $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $3d^{10}$, $4s^2$.

3. அணுக்களும், மூலக்கூறுகளும்

தனிமத்தின் மூலக்கூறு — சேர்மத்தின் மூலக்கூறு — அணு எடை — மூலக்கூறெடை — அவாகாட்ரோ எண் — அணுவின் தனி எடை — மூலக்கூறின் தனி எடை — அணு, மூலக்கூறு இவற்றின் தனி பருமனளவுகள் — வாயுக்களின் கிராம் மூலக்கூறு பருமனளவு — மூலக்கூறெடையைக் காணுதல் — தனிமத்தின் அணு எடையைக் காணுதல்.

தனிமத்தின் மூலக்கூறு

டால்டனின் கொள்கையின்படி ஒரு தனிமம் எண்ணற்ற அணுக்களால் ஆனது. அவாகாட்ரோ என்ற விஞ்ஞானி ஒவ்வொரு தனிமமும் எண்ணற்ற மூலக்கூறுகளால் ஆனதென்றும் ஒரு தனிமத்தின் மூலக்கூறு ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எண்ணிக்கையுள்ள அணுக்களால் ஆனதென்றும் கூறினார். முதன்முறையாக 'மூலக்கூறு' என்ற சொல்லை உருவாக்கி அதற்கு விளக்கம் கொடுத்தவர் அவாகாட்ரோ.

ஒரு தனிமத்தைப் பகுதிகளாகப் பகுத்தால் சிறு துகள்கள் கிடைக்கும். இவற்றை மேலும் மிகச்சிறிய அளவாகப் பிரித்துக் கொண்டே சென்றால், கடைசியில், தனிமத்தின் எல்லாப் பண்புகளையும் கொண்ட நுண் துகள்கள் கிடைக்கும். இந்த நுண் துகள்களையே அத்தனிமத்தின் மூலக்கூறுகள் எனக் கூறுகிறோம். ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனிம அணுக்களைக் கொண்டவைகளாக இந்த மூலக்கூறுகள் அமையும். எனவே ஒரு தனிமத்தின் எல்லாப் பௌதிக, வேதியியல் பண்புகள் கொண்ட கடைநிலையான நுண் துகளே தனிமத்தின் மூலக்கூறு என வரையறுக்கலாம். சல்ஃபர் என்ற தனிமத்தைப் பகுத்துக்கொண்டே சென்றால், முடிவில் அத்தனிமத்தின் எல்லாப் பண்புகளையும் கொண்ட சல்ஃபர் மூலக்கூறுகள் கிடைக்கும். ஒவ்வொரு சல்ஃபர் மூலக்கூறும் எட்டு சல்ஃபர் (S_8) அணுக்களாலானது. ஹைட்ரஜன் வாயுவைப் பகுதிகளாக ஆக்கினால் இறுதியில்

ஹைட்ரஜனின் எல்லாப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ள ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகள் கிடைக்கும். ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறிலும் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன. சோடியம் தனிமத்தைப் பகுத்தால் சோடியம் மூலக்கூறுகள் கிடைக்கும். ஒவ்வொரு சோடியம் மூலக்கூறிலும் ஒரு சோடியம் அணுவே உள்ளது.

சேர்மத்தின் மூலக்கூறு

ஒரு சேர்மத்தைப் பல பகுதிகளாகப் பகுத்தால் இறுதியில் சேர்மத்தின் எல்லாப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ள நுண் துகள்கள் கிடைக்கும். இவற்றிற்குச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறுகள் என்று பெயர். சேர்மங்களின் மூலக்கூறுகளும் பல அணுக்களாலானவை. இந்த அணுக்கள் சேர்மங்களை உண்டாக்கும் பல தனிமங்களின் அணுக்களாக இருக்கும். நீரைப் பல பகுதிகளாகப் பகுத்தால் இறுதியில் நீரின் மூலக்கூறுகள் கிடைக்கின்றன. இந்த மூலக்கூறு நீரின் எல்லாப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ளதாயிருக்கும். ஒவ்வொரு மூலக்கூறும், இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களையும், ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவையும் பெற்றுள்ளது. கால்ஸியம் கார்பனேட் என்ற பொருளை நுண் துகள்களாகப் பிரித்தால் இறுதியில் கிடைப்பது அதன் மூலக்கூறுகளாகும். இந்த மூலக்கூறுகள் கால்ஸியம் கார்பனேட்டின் எல்லாப் பண்புகளையும் பெற்றிருக்கும். இம்மூலக்கூற்றை ($CaCO_3$) மேலும் பிளந்தால் ஒரு கால்ஸியம் அணுவும், ஒரு கார்பன் அணுவும், மூன்று ஆக்ஸிஜன் அணுக்களும் கிடைக்கின்றன. இந்த அணுக்களின் பண்புகள் கால்ஸியம் கார்பனேட்டின் பண்புகளிலிருந்து முற்றிலும் வேறுபட்டவைகளாக இருக்கின்றன.

அணு எடை எண்

ஒரு தனிமத்தின் அணு, மிக நுண்ணிய துகளாகையால் அதன் எடையைக் காண்பதும் குறிப்பதும் கடினமாக உள்ளன. அணுவின் எடையை ஒப்பு எடையாகக் (relative weight) கண்டால் அதை எளிதில் குறிக்கலாம். ஒப்பு எடைகாண ஏதாவது ஒரு தனிம அணுவின் எடையை நியமமாகக் (standard) கொள்ளவேண்டும். வேதியியலில் ஹைட்ரஜன் அணுவையே பலவற்றிற்கும் நியமமாகக் கொள்கிறோம். ஒரு தனிம அணுவின் எடை, ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைவிட எத்தனை மடங்கு அதிகமாக உள்ளதோ அதுவே அத்தனிமத்தின் அணு எடை எண் என்று கூறுகிறோம்.

$$\left.\begin{array}{c}\text{தனிமத்தின் அணு}\\\text{எடை எண்}\end{array}\right\} = \frac{\text{தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடை}}{\text{ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை}}$$

தனிமத்தின் அணு எடை எண், ஒப்பு எடையாதலால் அதை ஓர் எண்ணுகவே குறிக்கவேண்டும்.

கார்பன் என்ற தனிமத்தின் அணு எடை எண் 12 என்ருல் ஒரு கார்பன் அணு ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைப் போல் 12 மடங்கு கனமாயுள்ளதென்று பொருள்படும். தங்கத்தின் அணு எடை எண் 197. தங்கத்தின் ஓர் அணுவின் எடையும், 197 ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எடையும் சமமாயிருக்குமென்று விளக்கலாம்.

மூலக்கூறெடை

ஒரு மூலக்கூறு சில அணுக்களாலான துகள் என அறிந்தோம். அணுவின் எடையைப் போன்று மூலக்கூறின் எடையும் மிகச் சிறிய அளவுள்ளதாயிருக்கும். மூலக்கூறெடையையும் அணுவின் எடையைப் போலவே ஒப்பு எடையாகக் கொண்டு அதனையே மூலக்கூறெடை எண் என அழைக்கின்ருேம். ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடையையே இதற்கும் நியமமாகக் கொள்கிருேம். பொருளிலுள்ள ஒரு மூலக்கூறின் எடை ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைவிட எத்தனை மடங்கு அதிகமாக உள்ளதோ, அதுவே அந்தப் பொருளின் மூலக்கூறெடை எண்ணுகும்.

$$\text{மூலக்கூறெடை எண்} = \frac{\text{ஒரு மூலக்கூறின் எடை}}{\text{ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை}}$$

ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறெடை எண் 32 என்ருல் ஓர் ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறு, ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைவிட 32 மடங்கு கனமுள்ளதாயிருக்கும் எனக் கொள்ளல் வேண்டும். நீரின் மூலக் கூறெடை எண் 18 என்ருல் நீரின் ஒரு மூலக்கூறின் எடையும், 18 ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எடையும் சமமாயிருக்குமென்று பொருள்படும்.

அணு எடை எண்ணையும் மூலக்கூறெடை எண்ணையும், கிராம் அளவில் குறிப்பிட்டால் அவற்றை முறையே கிராம் அணு எடை, கிராம் மூலக்கூறெடையென அழைக்கின்ருேம்.

குளோரினின் அணு எடை எண் = 35·45
குளோரினின் கிராம் அணு எடை = 35·45 கிராம்

ஆக்ஸிஜனின் மூலக்கூறெடை எண் $=32$
ஆக்ஸிஜனின் கிராம் மூலக்கூறெடை $=32$ கிராம்

நீரின் மூலக்கூறெடை எண் $=18$
நீரின் கிராம் மூலக்கூறெடை $=18$ கிராம்

அவாகாட்ரோ எண்

அணு எடையையும், மூலக்கூறெடையையும், ஒரே அலகு கொண்டு கணக்கிடுகிறோம். எனவே, ஒரு கிராம் அணு எடையில் எவ்வளவு அணுக்கள் உள்ளனவோ அதே எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகள் ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையில் இருக்கும். ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அல்லது ஒரு கிராம் அணு எடையிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்கு அவாகாட்ரோ எண் என்று பெயர். இந்த எண்ணைப் பல சோதனைகள் மூலம் கணக்கிடலாம். அவாகாட்ரோ எண்ணின் மதிப்பு $6{\cdot}023 \times 10^{23}$ ஆகும். இதை N என்ற குறியீட்டால் குறிப்பது வழக்கம்.

அணுவின் தனி எடை

ஒரு கிராம் அணு எடையில் ஒரு அவாகாட்ரோ எண் அணுக்கள் உள்ளன என அறிந்தோம். எனவே, அணு எடை எண்ணிலிருந்து ஓர் அணுவின் தனி எடையைக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

ஆக்ஸிஜனின் அணு எடை எண் 16 என்றால், ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவின் தனி எடையைக் கணக்கிடுக.

ஆக்ஸிஜனின் அணு எடை எண் $=16$
ஆக்ஸிஜனின் கிராம் அணு எடை $=16$ கிராம்
அவாகாட்ரோ எண் $= 6{\cdot}023 \times 10^{23}$
16 கிராம் ஆக்ஸிஜனில் $6{\cdot}023 \times 10^{23}$ அணுக்கள் உள்ளன.

ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவின் தனி எடை $= \dfrac{16}{6.023 \times 10^{23}}$

$= 2{\cdot}657 \times 10^{-23}$ கிராம்.

$= 0{\cdot}000, 000, 000, 000, 000, 000, 000, 02657$ கிராம்.

மூலக்கூறின் தனி எடை

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையில் ஓர் அவாகாட்ரோ எண் மூலக்கூறுகள் இருக்கின்றன. மூலக்கூறெடையிலிருந்து ஒரு மூலக்கூறின் தனி எடையைக் காணலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

நீரின் மூலக்கூறெடை = 18. ஒரு நீர் மூலக்கூறின் தனி எடையைக் கணக்கிடுக.

நீரின் மூலக்கூறெடை = 18.
நீரின் கிராம் மூலக்கூறெடை = 18 கிராம்.
அவாகாட்ரோ எண் = $6{\cdot}023 \times 10^{23}$.
$6{\cdot}023 \times 10^{23}$ மூலக்கூறுகளின் எடை = 18 கிராம்.

1 மூலக்கூறின் எடை $= \dfrac{18}{6{\cdot}023 \times 10^{23}}$

$= 2{\cdot}988 \times 10^{-23}$ கிராம்.

= 000, 000, 000, 000, 000, 000, 000, 02988 கிராம்.

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள ஒரு பொருள் ஒரு மோல் என்று அழைக்கப்படும். இக் கருத்தின்படி

ஒரு மோல் காப்பரின் எடை = 63·5 கிராம்.
ஒரு மோல் அலுமினியத்தின் எடை = 27 கிராம்.
ஒரு மோல் ஆக்ஸிஜனின் எடை = 32 கிராம்.
ஒரு மோல் சர்க்கரையின் ($C_{12}H_{22}O_{11}$) எடை = 342 கிராம்.
ஒரு மோல் இரும்பின் எடை = 55·8 கிராம்.

மாதிரிக் கணக்கு

கால்சியத்தின் ஒரு கிராம் அணு எடை 40·0 கிராம்.

மாலிபிடினியத்தின் ஒரு கிராம் அணு எடை எண் 95 கிராம்.

8 கிராம் கால்சியத்திலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமான அணுக்கள் உள்ள மாலிபிடினியத்தின் எடையைக் கணக்கிடுக

கால்சியத்தின் கிராம் அணு எடை = 40 கிராம்.
40 கிராம் எடையில் $6{\cdot}02 \times 10^{23}$ கால்சியம் அணுக்கள் இருக்கும்.
அதேபோல் 95 கிராம் எடையில் $6{\cdot}02 \times 10^{23}$ மாலிபிடினியம் அணுக்கள் இருக்கும்.

8 கிராம் எடையானது கால்சியம் கிராம் அணு எடையில் $\dfrac{8}{40} = \dfrac{1}{5}$ பாகமாகும்.

8 கிராம் எடையிலுள்ள கால்சியம் அணுக்களின் எண்ணிக்கையும், $95 \times \frac{1}{5}$ கிராம் மாலிபிடினியத்தின் எண்ணிக்கையும் சமமாயிருக்கும்

∴ மாலிபிடினியத்தின் எடை $= \dfrac{95}{5} = 19$ கிராம்

மாதிரிக் கணக்கு

நீரின் மூலக்கூறெடை எண் 18. 6 கிராம் நீரிலுள்ள மூலக் கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமான அணுக்களுள்ள டிட்டேனிய உலோகத் தனிமத்தின் எடையைக் காண்க.

டிட்டேனியத்தின் அணு எடை எண் = 48
நீரின் கிராம் மூலக்கூறெடை = 18 கிராம்
$6{\cdot}02\times10^{23}$ மூலக்கூறுகள் 18 கிராம் நீரில் உள்ளன
6 கிராம் நீரில் $\frac{1}{3}\times6{\cdot}02\times10^{23}$ மூலக்கூறுகள் இருக்கின்றன.
டிட்டேனியத்தின் கிராம் அணு எடை = 48 கிராம்
$6{\cdot}02\times10^{23}$ அணுக்கள் = 48 கிராமில் உள்ளன
$\frac{1}{3}\times6{\cdot}02\times10^{23}$ அணுக்கள் = $48\times\frac{1}{3}$ கிராமில் உள்ளன
ஃ டிட்டேனியத்தின் எடை = 16 கிராம்

அணு, மூலக்கூறு இவற்றின் தனி பருமனளவுகள்

ஓர் அணு அல்லது ஒரு மூலக்கூறின் பரிமாணத்தையும் அவாகாட்ரோ எண்ணிலிருந்து கணக்கிடலாம். பொருள்களின் அணு எடை எண், மூலக்கூறெடை எண் இவற்றிலிருந்து முறையே அணுவின் தனி எடையையும், மூலக் கூறுவின் தனி எடையையும் கணக்கிடலாம். பொருளின் அடர்த்தியிலிருந்து அணு அல்லது மூலக்கூறின் தனி பருமனளவைக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

சோடியத்தின் அணு எடை எண் 23. அதன் ஒப்பு அடர்த்தி ·97. சோடிய அணுவின் பருமனளவைக் கணக்கிடு.

சோடியத்தின் கிராம் அணு எடை=23 கிராம்.
அதன் அடர்த்தி=·97.

$6{\cdot}02\times10^{23}$ அணுக்களின் மொத்தப் பருமனளவு $=\dfrac{23}{0{\cdot}97}$
$=23{\cdot}7$ க.செ.மீ.

ஓர் அணுவின் பருமனளவு $=\dfrac{23{\cdot}7}{6{\cdot}02\times10^{23}}$
$=3{\cdot}9\times10^{-23}$ க.செ.மீ.

அணுவைக் கோளமாகக் கருதினல் அதன் விட்டத்தை அதன் பருமனளவிலிருந்து கணக்கிடலாம். இவ்வாறு அணுக்கள்

அல்லது மூலக்கூறுகளின் விட்டங்களைக் கணக்கிட்டால் அவைகளை 1×10^{-7} லிருந்து 1×10^{-8} வரிசையில் அடைகின்றோம். எனவே, ஓர் அணு அல்லது மூலக்கூறுவின் குறுக்களவு 1×10^{-8} வரிசை யில் உள்ளதாகக் கொள்ளலாம்.

வாயுக்களின் கிராம் மூலக்கூறு பருமனளவு

திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் ஹைட்ரஜனின் அடர்த்தி ·0899 ஆக உள்ளது. ஹைட்ரஜனின் அணு எடை எண் 1·008. ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் இரண்டு அணுக்களுள்ளதால் அதன் மூலக்கூறெடை எண் 2·016 ஆகும். இவற்றிலிருந்து ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை ஹைட்ரஜனின் பருமனளவு 22·4 லிட்டர் எனக் கணக்கிடலாம். அவாகாட்ரோவின் கருதுகோளின்படி ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில், வாயுக்களின் சமகன அளவுகளில் ஒரே எண்ணிக்கை கொண்ட மூலக்கூறுகள் இருக்கும். எனவே, 0°C வெப்ப நிலையிலும், 760 மி.மீ. அழுத்தத்திலும், ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள எல்லா வாயுப் பொருள்களும் 22·4 லிட்டர் பருமனளவு இருக்கும். 22·4 லிட்டர் அளவையே (திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில்) வாயுக்களின் கிராம் மூலக்கூறு பருமனளவு என்று கூறுகிறோம்.

	கிராம் மூலக் கூறெடை அல்லது 6.02×10^{23} மூலக் கூறுகளின் எடை (கிராமில்)	திட்டவெப்ப அழுத்த நிலையில் பருமனளவு (லிட்டரில்)
ஹைட்ரஜன்	2·016	22·4
ஹீலியம்	4·006	22·4
கார்பன்டை ஆக்ஸைடு	44	22·4
நீர் (ஆவி வடிவில்)	18	22·4

மூலக்கூறெடையைக் காணுதல்

வாயு நிலையிலுள்ள தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் பருமன ளவையும், எடையையும், குறிப்பிட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில்

கண்டு பிடிக்கலாம். வாயுக்களின் பொதுச் சமன்பாட்டை உபயோகப்படுத்தித் திட்ட வெப்ப, அழுத்த நிலையில் அதே எடையுள்ள அந்த வாயுவின் பருமனளவைக் கணக்கிடலாம். வாயுக்களின் கிராம்-மூலக்கூறு-பருமனளவு கருத்தின் படி திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் 22·4 லிட்டர் பருமனளவுள்ள அந்த வாயுப் பொருளின் எடையைக் கணக்கிடலாம். இந்த எடையே அப் பொருளின் கிராம் மூலக்கூறெடையாகும்.

மாதிரிக் கணக்கு

·03876 கிராம் எடையுள்ள ஒரு வாயுத்தனிமம், 19·05°C வெப்ப நிலையிலும், 53·51 செ.மீ. அழுத்தத்திலும் 372·62 க.செ.மீ. பருமனளவு இருக்கின்றது. அதன் மூலக்கூறெடையைக் கணக்கிடுக.

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

$$\frac{760 \times V_0}{273} = \frac{535 \cdot 1 \times 372 \cdot 62}{292 \cdot 05}$$

திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் வாயுத் தனிமத்தின் பருமனளவு $= \dfrac{535 \cdot 1 \times 372 \cdot 62 \times 273}{292 \cdot 05 \times 760}$

$= 21 \cdot 57$ க.செ.மீ.

21·57 க.செ.மீ. வாயுவின் எடை $= \cdot 03786$ கிராம்

22·4 லிட்டர் வாயுவின் எடை $= \dfrac{\cdot 03786 \times 22400}{21 \cdot 57}$

$= 39 \cdot 31$ கிராம்

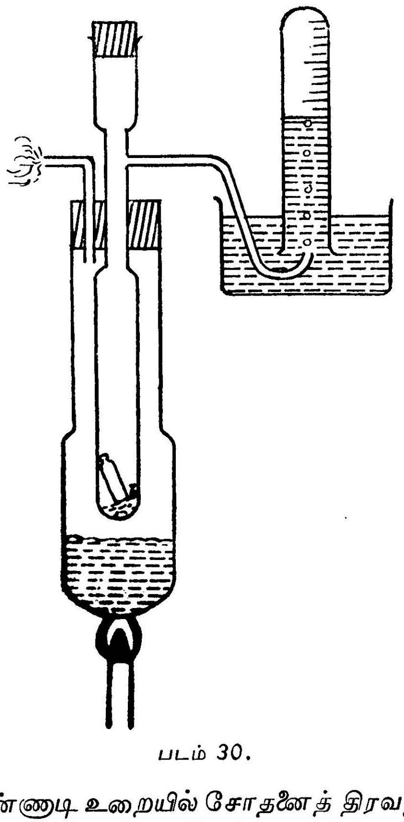
வாயுத் தனிமத்தின் மூலக்கூறெடை எண் $= 39 \cdot 31$

எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய தனிமம், அல்லது சேர்மத்தின் மூலக்கூறெடையை விக்டர் மேயர் முறையினுல் காணலாம். இச் சோதனையில் பொருளை ஆவியாக்கி ஆவிநிலையில் அதன் ஆவி அடர்த்தியைக் காண்கிறேம். அவாகாட்ரோவின் கருதுகோளைப் பயன்படுத்தி, மூலக்கூறெடைக்கும் ஆவியின் அடர்த்திக்கும் உள்ள சமன்பாட்டின் (மூலக்கூறெடை $= 2 \times$ ஆவி அடர்த்தி) உதவியால் பொருளின் மூலக்கூறெடையைக் கணக்கிடலாம்.

விக்டர் மேயர் முறையில் பயன்படுத்தும் உபகரணம் ஒரு நீண்ட குமிழாக முடியும் அடிப்பாகத்தைக் கொண்ட நீண்ட கண்ணுடிக் குழாயால் ஆனது. குழாயின்மேல் பாகத்தில் ஒரு போக்குக் குழாய் பொருத்தப்பட்டிருக்கும். குழாயின் வாயை ஓர்

அடைப்பானல் மூட முடியும். போக்குக் குழாயின் மறு முனை ஒரு தொட்டி நீரில் உள்ள துளை மேடையினுள் பொருந்துமாறு அமைக்கப்பட்டிருக்கும். குழாயின் அடிப்பாகத்தில் சிறிதளவு கல்நார் போடப்பட்டும் இருக்கும். நீண்ட கண்ணுடிக் குழாய் மற்ருெரு கண்ணுடி உறையினுள் படத்தில் காட்டியபடி பொருத்தப்பட்டிருக்கும்.

ஒரு மிகச் சிறிய கண்ணுடிக் குப்பியின் எடையைத் துல்லியமாகக் காண்க. குப்பியில் எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய சோதனைத் திரவத்தை எடுத்துக் கொண்டு அதன் எடையைத் துல்லியமாகக் காண்க. இவ்விரு எடைகளின் வித்தியாசம் எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய சோதனைத் திரவத்தின் எடையாகும்.



படம் 30.

வெளிக்கண்ணுடி உறையில் சோதனைத் திரவத்தை விட 30°C அதிகமாகக் கொதிநிலையுள்ள நீர்மத்தை எடுத்துக் கொள். வெளி உறையைத் தக்க முறையில் சூடேற்றினுல், அதிலுள்ள நீர்மம்

கொதிக்க ஆரம்பிக்கும். நீர்மத்தின் ஆவி உள் குழாயைச் சூழ்ந்துள்ளதால் உட்குழாயின் வெப்ப நிலையும் சோதனைத் திரவத்தின் கொதி நிலையை விட 30°C அதிக நிலையை அடையும். உட்குழாயிலுள்ள காற்று வெப்பத்தினால் விரிவடைந்து போக்குக் குழல் வழியே வெளியேறும். உட்குழாய் நிலையான வெப்ப நிலையை அடைந்த பிறகு அதிலுள்ள காற்று மேலும் விரிவடையாதாகையால் காற்று வெளிவருவதும் அந்நிலையில் நின்றுவிடும்.

வாயு சேகரிக்கும் ஒரு யூடியாமீட்டர் குழாயினுள் நீரை நிரப்பி அதன் வாய், துளை மேடையினுள் உள்ள துளையில் பொருந்தும்படி அமைக்க வேண்டும். உட்குழாயின் மேல் மூடியைத் திறந்து, சோதனைத்திரவம் நிரம்பிய குப்பியை உள்ளே போட்டு உடனே உட்குழாயின் வாயை மூடவேண்டும். குப்பி திரவத்துடன் உட்குழாயின் அடியிலுள்ள கல்நாரில் விழும். சோதனைத் திரவம் முழுவதும் எளிதில் ஆவியாகிக் குப்பியின் மூடியைத் திறந்துகொண்டு வெளிவரும். இந்த ஆவி உட்குழாயின் அடிப்பாகத்தை நிரப்பும். இந்த ஆவியின் பருமனளவுள்ள காற்று வெளியேற்றப்பட்டு யூடியாமீட்டர் குழாயினுள் சேரும். காற்று வெளியேறுவது நின்றவுடன், தக்க முறையில் யூடியாமீட்டர் குழாயில் சேகரிக்கப்பட்டுள்ள காற்றின் பருமனளவையும், சோதனைச் சாலையின் வெப்ப நிலையையும் காற்றின் அழுத்தத்தையும் காண்க. மேலே குறிப்பிட்டுள்ள கண்டறிதல்களைக் கொண்டு திரவ வாயுவின், வாயு அடர்த்தியைக் கணக்கிடலாம். அதிலிருந்து திரவப் பொருளின் மூலக்கூறெடையைக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

ஒரு விக்டர் மேயர் சோதனையில் ·292 கிராம் எடையுள்ள ஒரு திரவம், 61 க.செ.மீ. காற்றை வெளிப்படுத்தியது. வெளியேற்றப்பட்ட காற்று நீரின் மேல் சேகரிக்கப்பட்டது. சோதனைச் சாலையின் வெப்பநிலை 22°C ஆகவும், காற்றழுத்தம் 75·5 செ.மீ. ஆகவும் இருந்தால் திரவப் பொருளின் மூலக்கூறெடையைக் காண்க.

22°C வெப்ப நிலையில் நீராவியின் அழுத்தம் = 20 மி.மீ.
வெளியேற்றப்பட்ட காற்றின் பருமனளவு = 61 க.செ.மீ.
வெப்ப நிலை = 273 + 22°A
= 295°A
காற்றின் அழுத்தம் = 755—20
= 735 மி.மீ.

$$\left.\begin{array}{l}\text{திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில்}\\ \text{வெளியேற்றப்பட்ட காற்றின் பருமனளவு}\end{array}\right\} = \frac{61 \times 735 \times 273}{295 \times 760}$$

= 54·6 க.செ.மீ.

$$\left.\begin{array}{r}\text{·292 கிராம் திரவப் பொருள், ஆவியினுல்}\\ \text{திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில்}\\ \text{அதன் பருமனளவு}\end{array}\right\} = 54{\cdot}6 \text{ க.செ.மீ.}$$

$$\text{22·4 லிட்டர் ஆவியின் எடை} = \frac{\cdot 292}{54\cdot 6} \times 22400$$

= 119·8 கிராம்

திரவத்தின் மூலக்கூறெடை = 119·8

எளிதில் ஆவியாகாத திடப்பொருட்களின் மூலக் கூற்றெடையை அவற்றின் நீர்த்த கரைசல்களின் தொகைசார் பண்புகளில் ஏதாவதொன்றைக் கண்டறிந்து அதிலிருந்து கணக்கிடலாம்.

தனிமத்தின் அணு எடையைக் காணுதல்

தனிமங்களின் அணு எடையைக் காண, அணு எடை=சமான எடை × இணை திறன் என்ற சமன் பாட்டைப் பயன்படுத்தலாம். அணு எடையைக் கணக்கிட தனிமத்தின் இணை திறனும், அதன் சமான எடையையும் காணவேண்டியுள்ளது. தனிமத்தின் சமான எடையைப் பல முறைகளில் துல்லியமாகக் கண்டறியலாம். இணை திறனைக் கண்டறிய பல முறைகள் உள்ளன. அவற்றுள் ஒன்று ட்யூலாங்—பெடிட் விதியை (Dulong and Petit's Law) பயன்படுத்துவதாகும்.

ட்யூலாங்-பெடிட் விதிப்படி திடநிலையிலுள்ள ஒரு தனி மத்தின் அணு எடையையும், அத்தனிமத்தின் சுய வெப்பத்தை யும், பெருக்குவதால் கிடைக்கும் எண், தோராயமாக 6·4 ஆக உள்ளது.

தனிமத்தின் அணு எடை × அதன் சுயவெப்பம்
= 6·4 (தோராயமாக)

இவ்விதி பெரும்பாலும், திட தனிமங்களுக்குப் பொருந்தி ஞலும் கார்பன், சிலிகான் போன்ற சில தனிமங்கள் இவ்விதிக்கு விலக்காக அமைகின்றன.

சுய வெப்பத்தை ஓரளவு துல்லியமாகத் தகுந்த சோதனை மூலம் காணலாம். ட்யூலாங்-பெடிட் விதியைப் பயன்படுத்திச் சுய

வெப்பத்திலிருந்து தனிமத்தின் அணு எடையைத் தோராயமாகக் கணக்கிடலாம். தனிமத்தின் சமான எடையைச் சோதனைகள் மூலம் துல்லியமாகக் காணலாம். தோராய அணு எடைக்கும் துல்லிய சமான எடைக்குமுள்ள விகிதம் இணை திறனை அமையும்.

$$\text{இணை திறன்} = \frac{\text{தோராய அணு எடை}}{\text{சமான எடை}}$$

இணை திறன் என்பது தனிமத்தின் ஓர் அணுவுடன் கூடிச் சேர்மம் கொடுக்கக்கூடிய ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையாகும். எனவே இணை திறன் ஒரு முழு எண்ணாகவே இருத்தல் வேண்டும். தோராய அணு எடைக்கும், சமான எடைக்குமுள்ள விகிதத்தை ஒரு முழு எண்ணுக்குத் திருத்தினால் அதுவே அத்தனிமத்தின் இணை திறனை அமையும்.

இணை திறனும், சமான எடையும் துல்லியமாகத் தெரிவதால், அவற்றின் பெருக்கல் பலனைக் கணக்கிடலாம். இந்த எண்ணே தனிமத்தின் அணு எடையாகும்.

மாதிரிக் கணக்கு

காப்பரின் சுய வெப்ப எண் ·091. அதன் சமான எடை 31·75 என்றால் காப்பரின் அணு எடையைக் கணக்கிடுக.

$$\left.\begin{array}{l}\text{ட்யூலாங்-பெடிட் விதிப்படி}\\ \text{தோராய அணு எடை}\end{array}\right\} = \frac{6{\cdot}4}{\text{சுய வெப்பம்}}$$

$$\text{காப்பரின் தோராய அணு எடை} = \frac{6{\cdot}4}{{\cdot}091} = 70{\cdot}34$$

$$\text{அணு எடை} = \text{சமான எடை} \times \text{இணை திறன்}$$

$$\text{காப்பரின் தோராய இணை திறன்} = \frac{70{\cdot}34}{31{\cdot}75} = 2{\cdot}216$$

இணை திறன் என்பது தனிமத்தின் ஓர் அணுவுடன் இணையக் கூடிய ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையாகும். அணு வேதிவினைகளில் முழு எண்களில்தான் பங்கு பெறுமாதலால் இணை திறன் 2·216 என்ற பின்ன எண்ணாக இருக்க முடியாது. எனவே இத்தோராய இணை திறனை முழுமைப் படுத்தினால் 2·00 என்றாகும்.

$$\therefore \text{காப்பரின் இணை திறன்} = 2$$

$$\text{காப்பரின் அணு எடை எண்} = 31{\cdot}75 \times 2 = 63{\cdot}5$$

தனிமத்தின் இணை திறனைக் காண மிட்ஷெர்லிஷன் ஒத்த வடிவமைப்பு விதியையும் (Mitscherlich's law of isomorphism) பயன்படுத்தலாம். இவ்விதிப்படி ஒத்த வடிவமைப்புள்ள இரண்டு சேர்மங்களில் பங்குபெறும் தனிமங்கள், ஒரே தன்மையுடையவை களாகவும், சேர்மங்களில் ஒரே விதமான முறையிலும் கூடி யிருக்கும்.

சில ஒத்த வடிவமுள்ள படிகங்கள்

(1) $K_2\underline{S}O_4$	$K_2\underline{Se}O_4$
(2) $K_2SO_4\ \underline{Al}_2(SO_4)_3\ .24H_2O$	$K_2SO_4\ .\underline{Cr}_2(SO_4)_3\ .24\ H_2O$
(3) $Na_2H\underline{P}O_4\ .12H_2O.$	$Na_2\ H\ \underline{As}\ O_4\ .12\ H_2O$

இவ்விதியைப் பயன்படுத்தத் தனிமத்தின் பல சேர்மங்களைப் படிக வடிவில் பெறவேண்டும். இணை திறன் தெரிந்த வேறு சில தனிமங்களின் சேர்மங்களையும் படிக வடிவில் பெறவேண்டும். இவ்விரண்டு வகைகளையும் ஒப்பிட்டும் வேறு சில சோதனைகள் செய்தும், ஒத்த படிக இணைகள் பெறவேண்டும். பொருள்களைப் படிக அமைப்பில் பெற மிகுந்த திறமை வேண்டுமாதலால், இம் முறையை எளிதில் பயன் படுத்த முடியாது.

மாதிரிக் கணக்கு

பேரியம் சல்ஃபேட்டும் ஸ்ட்ரான்ஷியம் சல்ஃபேட்டும் ஒத்த வடிவமுள்ள படிகங்கள். ஸ்ட்ரான்ஷியம் சல்ஃபேட் சேர்மத்தில் ஸ்ட்ரான்ஷியத்தின் சதவீதம் 47·7 என்றால் அதன் அணு எடையைக் கணக்கிடுக.

பேரியம் சல்ஃபேட்டின் வாய்பாடு = $Ba\ SO_4$

ஸ்ட்ரான்ஷியம் சல்ஃபேட்டின் படிகம், பேரியம் சல்ஃபேட் படிகத்தை ஒத்த வடிவமுள்ளதால் ஸ்ட்ரான்ஷியம் சல்ஃபேட்டின் வாய்பாடு $= Sr\ SO_4$

ஸ்ட்ரான்ஷியத்தின் அணு எடை $= X$ என்க

∴ சேர்மத்தின் மூலக்கூறெடை $= X + 32 + 64$

ஸ்ட்ரான்ஷியத்தின் சதவீதம் $= \frac{X}{X+96} \times 100$

கொடுக்கப்பட்டுள்ள சதவீதம் $= 47 \cdot 7$

$$47 \cdot 7 = \frac{X \times 100}{(X+96)}$$

$$X = 87 \cdot 56$$

ஸ்ட்ரான்ஷியத்தின் அணு எடை எண் $= 87 \cdot 56$

தற்காலத்தில் தனிமத்தின் அணு எடையை ஆஸ்டன் நிறை நிரல் வரையிலிருந்து (**Aston's Mass spectrograph**) துல்லியமாக கணக்கிடுகின்றனர்.

4. தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகையீடு

(Periodic classification of elements)

[உலோகங்களும், அலோகங்களும் — உலோகப் போலிகள் — டாப்ரீனரின் மும்மைகள் — நியூலண்டின் எட்டெண் விதி — லூதர் மேயரின் அணுப் பருமன அளவு வரைகோடு — மெண்டலீஃப்பின் ஆவர்த்தன விதி — தற்கால ஆவர்த்தன அட்டவணை — அட்டவணையின் சிறப்பும், பயன்களும் — ஆவர்த்தன அட்டவணையின் குறைபாடுகள் — எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பையொட்டிய தனிமங்களின் பண்புகள் — நீண்ட அட்டவணை — எலெக்ட்ரான் அமைப்பைக் கொண்டு தனிமங்களை வகையீடு செய்தல் — நீண்ட அட்டவணையும், தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பும் — நீண்ட அட்டவணையின் சிறப்புகள்.]

வேதியியலில் பொருள்களின் பண்புகளைப் பற்றிக் கற்கிறோம். பல பொருள்கள் இயற்கையில் கிடைக்கின்றன. இவை தனிமங் களாகவோ, அல்லது கூட்டுப் பொருள்களாகவோ உள்ளன. கூட்டுப் பொருள்களிலிருந்து தனிமங்களைப் பிரித்து எடுத்து, அவைகளின் பௌதிக, வேதிப் பண்புகளைப் பற்றி அறிகிறோம். பல புதிய கூட்டுப் பொருள்கள் சோதனைச் சாலையிலும், தொழிற் சாலையிலும் செய்யப்படுகின்றன. அவற்றின் பண்புகளையும் அறிகிறோம். இவ்வாறாகப் பலதரப்பட்ட பொருள்களின் பண்புகளைக் கற்கும் பொழுது அவற்றை வகையீடு செய்தால் தான், மனதில் எளிதில் பதிய வைக்க முடியும். மேலும், பொருள்களின் குறிப்பிட்ட பண்புகளுக்கான காரணங்களை யறியவும், ஒரு பொருளுக்கும் மற்றொரு பொருளுக்கும் உள்ள தொடர்பை அறியவும், பொருள்களை வகைப் படுத்தல் அவசிய மாகின்றது.

உலோகங்களும், அலோகங்களும்

விஞ்ஞானிகள் பல நூற்றாண்டுகளுக்கு முன்பாகவே தனி மங்களை உலோகங்கள் என்றும், அலோகங்கள் என்றும் இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரித்தனர்.

உலோகங்களுக்கும், அலோகங்களுக்கும் உள்ள பொதுவான சில வேற்றுமைகள்

உலோகம்	அலோகம்
(1) திண்ம நிலையில் (பாதரஸத்தைத் தவிர) இருக்கும்.	திண்ம, நீர்ம, வாயு நிலைகளில் இருக்கும்.
(2) அடர்த்தி அதிகம்.	அடர்த்தி குறைவு.
(3) பளபளப்பானவை.	பளபளப்பற்றவை.
(4) உருகு நிலையும், கொதி நிலையும் அதிகம்.	உருகு நிலையும், கொதி நிலையும் குறைவு.
(5) எளிதில் தகடாகவும், கம்பிகளாகவும் மாற்ற முடியும்.	தகடாக அடிக்கவோ, கம்பிகளாகவோ நீட்டவோ முடியாது. எளிதில் பொடியாகக் கூடியது.
(6) மின், வெப்பம், எளிதில் கடத்தும்.	மின், வெப்பம், எளிதில் கடத்தாது.
(7) சேர்மங்களின் கரைசலில், நேர்மின் அயனியாக இருக்கும்.	சேர்மங்களின் கரைசலில், எதிர் மின் அயனியாக இருக்கும்.
(8) நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினை புரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளிவரச் செய்யும்.	நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினை புரியாது.
(9) ஆக்ஸிஜனுடன் வினை புரிந்தால், கார ஆக்ஸைடு (Basic oxide) உண்டாகும்.	ஆக்ஸிஜனுடன் வினை புரிந்தால், அமில ஆக்ஸைடு (Acidic oxide) உண்டாகும்.
(10) ஹைட்ரஜனுடன் வினை புரிந்தால் நிலையில்லா ஹைட்ரைடு கொடுக்கும்.	ஹைட்ரஜனுடன் வினை புரிந்தால் நிலையுள்ள ஹைட்ரைடு கொடுக்கும்.

தனிமங்களின் பண்புகளுக்கேற்ப அவற்றை உலோகங்கள், அலோகங்கள் எனப் பிரிக்கும்பொழுது சில உலோகத் தனிமங்கள் ஒன்றிரண்டு பண்புகளில் அலோகங்களை ஒத்துள்ளன. அது போலவே, சில அலோகத் தனிமங்களுக்கு ஒன்றிரண்டு உலோகப் பண்புகள் உள்ளன. பொட்டாஸியம் என்ற உலோகம் அடர்த்தி குறைவாகவுள்ளது. அலோகமான கார்பனின் ஒருவகையான கிராஃபைட், மின் எளிதில் கடத்தியாக வுள்ளது.

உலோகப் போலிகள் (Metalloids)

சில தனிமங்கள் பல பண்புகளில் உலோகங்கள் போலவும், மேலும் பல பண்புகளில் அலோகங்கள் போலவும் உள்ளன. ஆர்சனிக், ஆன்டிமோனி, போன்ற தனிமங்கள் அதிக அடர்த்தியும், பளபளப்பும், மின் கடத்தும் தன்மையும் பெற்றுள்ளன. இதே தனிமங்கள் உருகுநிலை குறைவாகவும், எளிதில் பொடியாகக் கூடியவைகளாகவும் உள்ளன. இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் அமிலம், காரம் இரண்டிலும் கரைந்து உப்பு தரும் தன்மைதனைப் பெற்றுள்ளன. இக்காரணங்களால் இவற்றை உலோகங்கள் என்றோ, அலோகங்கள் என்றோ எளிதில் வகைப் படுத்த முடியாது. **உலோகப் பண்புகளும் அலோகப் பண்புகளும் ஒருங்கே பெற்றுள்ள தனிமங்கள், உலோகப் போலிகள்** என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

உலோகங்கள், அலோகங்கள், உலோகப் போலிகள், என்று தனிமங்களை மூன்று பிரிவாகப் பிரித்தாலும், ஒவ்வொரு வகையிலும் பல தனிமங்கள் உள்ளன. சில தனிமங்கள் அவற்றின் வகையிலிருந்து வேறுபட்ட பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதையும் கண்டோம். ஆகவே, இதை ஒரு விஞ்ஞான ரீதியில் சரியான வகையீடாகக் கருதமுடியாது.

டாப்ரீனரின் மும்மைகள் (Dobereiner's triads)

1829-ஆம் ஆண்டில் டாப்ரீனர் என்ற விஞ்ஞானி, தனிமங்கள் மும்மை, மும்மைகளாக விளங்குவதைக் கண்டார். அவர், ஒத்த பண்புகளையுடைய மூன்று தனிமங்களின், அணு எடைகளில், ஒருவிதத் தொடர்பைக் கண்டார். சில மும்மைகளிலுள்ள மூன்று தனிமங்களின் அணு எடைகள் சற்றேறக் குறைய ஒன்றாகவே இருக்கும். இவ்வாறு இருப்பின் மும்மைகளிலுள்ள மூன்று தனிமங்களின் பண்புகளும் அதிகம் மாறுபடாமல் ஒத்ததாகவே இருக்கும்.

Fe	*Co*	*Ni*
(56)	(59)	(59)

சில மும்மைகளில் நடுவிலுள்ள தனிமத்தின் அணுஎடை, மற்ற இரண்டு தனிமங்களின் அணு எடைகளின் சராசரியாக இருக்கும்.

Li 7	*Na* 23 $\left[\frac{39+7}{2}=23\right]$	*K* 39
Ca 40	*Sr* 87 $\left[\frac{40+137}{2}=88.5\right]$	*Ba* 137
Cl 35.5	*Br* 80 $\left[\frac{35.5+127}{2}=81.2\right]$	*I* 127

மும்மையின் நடுவிலமைந்த தனிமத்தின் அணு எடை மற்றிரண்டின் அணு எடைகளின் சராசரி எடையாக இருக்கின்றது. அதன் பண்புகளும், மற்றிரண்டின் சராசரி பண்புகளாகவே இருக்கின்றன.

இம்மாதிரி தனிமங்களை வகைஈடு செய்தல் ஓரளவு ஒழுங்காகக் காணப்பட்டது. அக்காலத்தில் சுமார் 65 தனிமங்கள் தெரிந்திருந்தன. மிகவும் சிரமப் பட்டாலும் ஆறு அல்லது ஏழு மும்மைகளே அவற்றில் காணப்பட்டன. பெரும்பாலான தனிமங்களை, $[65-(7\times3)]$ மும்மைகளாக வகைப்படுத்த முடியாத காரணத்தால் இவ்வித வகையீடும் வெற்றி பெறவில்லை.

டாப்ரீனர் காலத்தில்தான் டால்டனின் அணுக்கொள்கை வெளியிடப்பட்டது. 'அணுவினுடைய தனித்தன்மை, அதனுடைய எடையைப் பொறுத்தது', என்ற தத்துவம் அணுக் கொள்கையில் அடங்கியுள்ளது. அணுவின் எடையை மையமாகக்

கொண்டு ஒத்த பண்புகளைக்கொண்ட தனிமங்களை வகைப் படுத்துதல் டால்டனின் கொள்கைக்கு வலிமை ஊட்டியது. தனிமத்தின் பண்புகளுக்கும், அணு எடைக்கும் தொடர்பு இருப்பதை மும்மை வகையீடு வலியுறுத்தியது. மும்மை வகையீடு வெற்றி பெருவிட்டாலும், இவ்வகை வகையீடு பின்னர் வெளி வந்த பல வகையீடுகளுக்கு வழிகோலியாக அமைந்தது எனக் கூறலாம்.

நூயூலண்டின் எட்டெண் விதி
(Newland's law of octaves)

1864-ஆம் ஆண்டில், நூயூலண்ட் என்ற ஆங்கில விஞ்ஞானி, தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடைகளின் ஏறு வரிசையில் எழுதினர். இவ்வாறு தனிமங்களை அடுக்கும் பொழுது ஒரு தனிமத்தின் பண்புகள், அதற்கு எட்டாவதாக அமைந்துள்ள மற்ரெரு தனிமத்தின் பண்புகளுடன் ஒத்திருப்பதைக் கண்டார்.

Li	*Be*	*B*	*C*	*N*	*O*	*F*
7	9	11	12	14	16	19
Na	*Mg*	*Al*	*Si*	*P*	*S*	*Cl*
23	24	27	28	31	32	35.5

லித்தியம், சோடியத்தையும்; பெரிலியம், மக்னீசியத்தையும்; போரான், அலுமினியத்தையும்; பல பண்புகளில் ஒத்துள்ளன.

'தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடைகளுக்கேற்ப ஏறு வரிசையில் அடுக்கிஞல், ஒரு தனிமத்தின் பண்புகளும், அத்தனிமத்திலிருந்து எட்டாவதாக அமைந்திருக்கும் தனிமத்தின் பண்புகளும் ஒத்துள்ளன' என்று நூயூலண்டின் எட்டெண் விதியை வரையறுக்கலாம்.

தனிமங்களை ஏழு பத்திகளில் அட்டவணைப் படுத்தும் பொழுது ஒத்த தனிமங்கள் ஒரே பத்தியில் ஒன்றின் கீழ் ஒன்ருக வருகின்றன. ஒரே பத்தியிலுள்ள தனிமங்களின் பண்புகள் ஒன்ருகவோ, அல்லது சிறிது சிறிதாக மாறுவதையோ காணலாம்.

அக்காலத்திலிருந்த விஞ்ஞானிகள் இந்த விதியை ஒத்துக் கொள்ளவில்லை. நூயூலண்ட் இந்த விதியை விஞ்ஞானி களிடையே விளக்க முற்படுகையில் துரதிஷ்டவசமாக, இசையில்

எட்டெண் விதியிருப்பதை (ச. ரி. க. ம. ப. த. னி. ச.) எடுத்துக் காட்டாகக் கூறினார். கூட்டத்திலிருந்தவர்கள் இந்த எடுத்துக் காட்டை விரும்பவில்லை. அவர்கள் நூயூலண்டை எள்ளி நகையாடினர்.

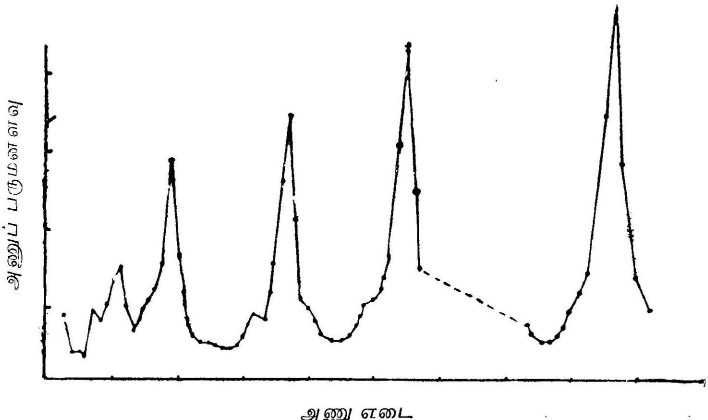
இவ்விதியை மனத்தில் கொண்டு தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடைகளுக்கேற்ப ஏறு வரிசையில் அடுக்கினால் முதல் பதினாறு தனிமங்களுக்கு மேல் இந்த வகையீடு திருப்தியளிக்க வில்லை. நூயூலண்டு, அவர்காலத்தில் கண்டுபிடிக்காத தனிமங் களுக்கு இடம் விடவில்லை. ஆதலால் மேலே செல்லச் செல்ல பத்திகளில் உள்ள தனிமங்களின் பண்புகள் ஒத்திருக்கவில்லை. இக்காரணங்களால் இந்த வகையீடும் சிறந்த வகையீடாகக் கருதப்படவில்லை. எனினும் முதன் முதலாக இந்த வகையீட்டில் தான் ஒரே பத்தியில் உள்ள தனிமங்கள் ஒத்த பண்புள்ளவை களாக இருக்குமென்பது சுட்டிக் காட்டப்பட்டது.

லூதர் மேயரின் அணுப் பருமனளவு வரைகோடு
(Lother Meyer's Atomic Volume Curve)

லூதர் மேயர் என்ற ஜெர்மன் விஞ்ஞானி 1869ஆம் ஆண்டில் தனிமங்களின் அணுப் பருமனளவைக் கணக்கிட்டார்.

$$\text{அணுப் பருமனளவு} = \frac{\text{தனிமத்தின் கிராம் அணு எடை}}{\text{திண்ம நிலையில் தனிமத்தின் அடர்த்தி}}$$

அவர் தனிமங்களின் அணு எடைகளை x-அச்சிலும், அணுப் பருமனளவுகளை y-அச்சிலும் எடுத்துக் கொண்டு அவற்றி னிடையே காணப்படும் தொடர்பை ஒரு வரைப் படத்தில் ஒரு கோடாக வரைந்தார். இந்த வரை கோட்டுக்கு **அணுப் பருமனளவு வரைகோடு** எனப் பெயரிட்டார்.



அணு எடை
படம் 31.

இந்த வரைகோடு, லித்தியத்தில் ஆரம்பித்து, பெரிலியம் வழியாகப் போரானை அடையும் வரையிலும் கீழ் நோக்கிச் சரிவாக உள்ளது. பின்பு, போரானிலிருந்து, கார்பன், நைட்ரஜன், ஃபுளோரின் வழியாகச் சோடியத்தை அடையும்பொழுது மேல் நோக்கி ஏறுகின்றது. பின்பு மக்னீசியத்தின் வழியாக அலுமினியம் வரையிலும் இறங்கி, பாஸ்ஃபரஸ், குளோரின் வழியே ஏறி பொட்டாசியத்தை அடைகின்றது. தொடர்ந்து இறக்கமும், ஏற்றமும் மாறி மாறி உள்ளதாக வரைகோடு அமைகின்றது.

இந்த வரை கோட்டில், உச்சிகளும், கீழ் நோக்கிச் சரிவும், பள்ளமும், மேல் நோக்கி ஏற்றமும் மீண்டும் மீண்டும் காணப் படுகின்றன. ஒத்த பண்புகளையுடைய தனிமங்கள் வரை கோட்டின் ஒத்த இடங்களில் இருப்பதைக் காணலாம். *Li*, *Na*, *K*, *Rb*, *Cs* உலோகங்கள் கோட்டின் உச்சிகளில் காணப்படுகின்றன. குளோரின், புரோமின், அயொடின் என்ற தனிமங்கள், உச்சியை நோக்கிச் செல்லும் கோடுகளில் ஒத்த இடங்களில் காணப்படுகின்றன.

அணுப் பருமனளவுக்குப் பதிலாக, மற்ற பௌதிக பண்புகளை, அணு எடைகளுடன் தொடர்பு படுத்திக் கோடுகள் வரைந்தாலும், அணுப் பருமனளவு வரை கோட்டையொத்த கோடுகள் வருவதையும் கண்டனர், அணுப் பருமனளவைப் போன்றே மற்ற பண்புகளும் ஆவர்த்தன ஒழுங்காக உள்ளன என்பது உணரப்பட்டது.

மெண்டலீ∴பின் ஆவர்த்தன விதி
(Mendeleeff's Periodic Law)

அதே ஆண்டில் ரஷ்ய விஞ்ஞானியான மெண்டலீஃப், ஆவர்த்தன விதியொன்றை வெளியிட்டார். **'தனிமங்களின் பௌதிக, வேதிப் பண்புகள் அவற்றின் அணு எடைகளின் ஆவர்த்தன சடங்குகளாக அமைகின்றன'** என்பதே அவ் விதியாகும். தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடைகளின் ஏறு வரிசையில் அடுக்கிச் சென்றால், ஒத்த பண்புகளையுடைய தனிமங்களை, ஒரே பிரிவின் கீழ் தொகுக்க முடியும் என்பது அந்த விதியின் சாரமாகும். ஒரு தனிமத்திலிருந்து மற்றொரு தனிமத் திற்குச் செல்லும்பொழுது எந்தப் பண்பும் சிறிது சிறிதாக, ஒழுங்கான முறையில் மாறுதலை அடையும் என்பதும் ஆவர்த்தனச் சடங்கு என்பதன் பொருளாகும்.

லூதர் மேயரும் ஏறத்தாழ இதே கருத்தைக் கொண்டு இருந்தார். மெண்டலீஃப் தெளிவாக ஒரு விதியின் மூலம் இக் கருத்தை வெளியிட்டதால், ஆவர்த்தன விதியைக் கண்டுபிடித்த பெருமை, மெண்டலீஃபையே சாரும். மெண்டலீஃப் அக்காலத்தில் நன்கு அறிந்திருந்த எல்லாத் தனிமங்களையும் ஓர் அட்டவணையில் ஆவர்த்தன விதிப்படி வரிசைப் படுத்தித் தன்னுடைய கருத்தை விளக்கினார்.

அட்டவணையைத் தயாரிக்கும் பொழுது, தனிமங்களின் பண்புகளையும், அவர் கருத்தில் கொண்டிருந்தார். எங்கெல்லாம் தனிமங்களின் ஒழுங்கு சீர் கெடுகின்றனவோ, அங்கெல்லாம் கண்டுபிடிக்க வேண்டிய தனிமங்கள் இருக்கவேண்டும், என்று கூறி வெற்றிடங்களை விட்டுத் தனிமங்களை அடுக்கினார். இக் காரணத்தால் ஒத்த பண்புகளையுடைய தனிமங்களை ஒரே பத்தியின்கீழ் கொண்டு வர முடிந்தது. அவர் தயாரித்த அட்டவணையில் எட்டு பத்திகளே இருந்தன. அதிகமான வெற்றிடங்களும் இருந்தன.

தற்கால ஆவர்த்தன அட்டவணை
(Modern Periodic Table)

அட்டவணையின் அமைப்பு

மெண்டலீஃப் தயாரித்த அட்டவணையிலுள்ள வெற்றிடங்களை நிரப்பியும், ஒரு புது பத்தியைப் புகுத்தியும் முற்றும் முழுமை பெற்றதாகத் தற்கால ஆவர்த்தன அட்டவணை உள்ளது. இயற்கையிலிருக்கக் கூடிய தொண்ணூற்றிரண்டு தனிமங்களும் இதில் அடங்கியுள்ளன.

தற்கால ஆவர்த்தன

Modern Periodic

வரிசை (Periods.)	பத்திகள்									
	I a	I b	II a	II b	III a	III b	IV a	IV b	V a	V b
1	1 *H*									
2	3 *Li*		4 *Be*			5 *B*		6 *C*		7 *N*
3	11 *Na*		12 *Mg*			13 *Al*		14 *Si*		15 *P*
4	19 *K*	29 *Cu*	20 *Ca*	30 *Zn*	21 *Sc*	31 *Ga*	22 *Ti*	32 *Ge*	23 *V*	33 *As*
5	37 *Rb*	47 *Ag*	38 *Sr*	48 *Cd*	39 *Y*	49 *In*	40 *Zr*	50 *Sn*	41 *Cb*	51 *Sb*
6	55 *Cs*	79 *Au*	56 *Ba*	80 *Hg*	57-71	81 *Tl*	72 *Hf*	82 *Pb*	73 *Ta*	83 *Bi*
7	87 *Fr*		88 *Ra*		89-103					

லாந்தனைடுகள் Lanthanides	57 *La*	58 *Ce*	59 *Pr*	60 *Nd*	61 *Pm*	62 *Sm*
ஆக்டினைடுகள் Actinides	89 *Ac*	90 *Th*	91 *Pa*	92 *U*	93 *Np*	94 *Pu*

அட்டவணை

Table

(Groups).

VI a	VI b	VII a	VII b	VIII	VIII	VIII	O
							2 *He*
	8 *O*		9 *F*				10 *Ne*
	16 *S*		17 *Cl*				18 *A*
24 *Cr*	34 *Se*	25 *Mn*	35 *Br*	26 *Fe*	27 *Co*	28 *Ni*	36 *Kr*
42 *Mo*	52 *Te*	43 *Tc*	53 *I*	44 *Ru*	45 *Rh*	46 *Pd*	54 *Xe*
74 *W*	84 *Po*	75 *Re*	85 *At*	76 *Os*	77 *Ir*	78 *Pt*	86 *Rn*

63 *Eu*	64 *Gd*	65 *Tb*	66 *Dy*	67 *Ho*	68 *Er*	69 *Tm*	70 *Yb*	71 *Lu*
95 *Am*	96 *Cm*	97 *Bk*	98 *Cf*	99 *E*	100 *Fm*	101 *Mv*	102 *No*	103 *Lw*

இடப்புறத்திலிருந்து வலப்புறம் வரை அடுக்கப்பட்டிருக்கும் தொடர்களுக்கு வரிசைகள் (periods) எனப் பெயர். ஒரு வரிசை முடிந்தவுடன் அடுத்த வரிசை மீண்டும் இடப் புறத்திலிருந்து ஆரம்பமாகின்றது. பல வரிசைகளை அடுக்கும் பொழுது ஒன்றின் கீழ் ஒன்றாகத் தனிமங்கள் அமைகின்றன. இவ்வாறு செங்குத்தாக அமைந்துள்ள பிரிவுகளுக்குப் பத்திகள் (groups) எனப் பெயர். ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஏழு வரிசைகளும், ஒன்பது பத்திகளும் உள்ளன.

வரிசைகள்

முதல் வரிசையில் 2 தனிமங்களும்
இரண்டாவது வரிசையில் 8 தனிமங்களும்
மூன்றாவது வரிசையில் 8 தனிமங்களும்
நான்காவது வரிசையில் 18 தனிமங்களும்
ஐந்தாவது வரிசையில் 18 தனிமங்களும்
ஆறாவது வரிசையில் 32 தனிமங்களும்
ஏழாவது வரிசையில் 6 தனிமங்களும் உள்ளன.

முதன் மூன்று வரிசைகளும் குறுகிய வரிசைகள் (short periods) என்றும், அடுத்த மூன்று வரிசைகள் நீண்ட வரிசைகள் (long periods) என்றும், ஏழாவது வரிசை முற்றுப்பெறாத வரிசை (incomplete period) என்றும் கூறப்படுகின்றன.

(A)	(B)
H	
Li	
Na	
K	*Cu*
Rb	*Ag*
Cs	*Au*
Fr	

பத்திகள்

முதல் பத்தியில், முதல் மூன்று வரிசைகளிலும் ஒவ்வொரு தனிமமேயுள்ளது. 4, 5, 6 வரிசைகளில் ஒவ்வொன்றிலும் இரண்டு தனிமங்களும், 7-ஆவது வரிசையில் ஒரு தனிமமும் உள்ளன. இப்பத்தியிலுள்ள தனிமங்கள் *A*, *B* என்ற இரு பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப் பட்டுள்ளன.

(A)	(B)
Be	
Mg	
Ca	*Zn*
Sr	*Cd*
Ba	*Hg*
Ra	

இரண்டாவது பத்தியில், 2, 3 வரிசைகளில், ஒவ்வொரு தனிமமும் 4, 5, 6 வரிசைகளில் ஒவ்வொன்றிலும் இரு தனிமங்களும் 7-ஆவது வரிசையில் ஒரு தனிமமும் உள்ளன. இப்பத்தியும் *A*, *B* என்ற இரு பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன.

(A)	(B)
	B
	Al
Sc	*Ga*
Y	*In*
Rare earths (15)	*Tl*
Ac	

மூன்றுவது பத்தியில், 2, 3 வரிசைகள் ஒவ்வொன்றிலும், ஒரு தனிமமும், 4, 5 பத்திகளில் ஒவ்வொன்றிலும் இரண்டு தனிமங்களும் 6-ஆவது வரிசையில் 16 தனிமங்களும், 7-ஆவது வரிசையில் ஒரு தனிமமும் உள்ளன. இப்பத்தியும் *A*, *B* என்ற இரு பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப் படுகின்றது.

•நான்கு, ஐந்து, ஆறு பத்திகள் அமைப்பில் ஒரே மாதிரியாக உள்ளன. ஒவ்வொரு பத்தியிலும், 2, 3, வரிசைகளில் ஒவ்வொரு

தனிமமும், 4, 5, 6 வரிசைகள் ஒவ்வொன்றிலும் இரண்டு தனிமங்களும், 7-ஆவது வரிசையில் ஒரு தனிமமும் உள்ளன. இப்பத்திகளும் *A*, *B* என இரு பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன.

பத்தி 4 (A)	(B)	பத்தி 5 (A)	(B)	பத்தி 6 (A)	(B)
	C		*N*		*O*
	Si		*P*		*S*
Ti	*Ge*	*V*	*As*	*Cr*	*Se*
Zr	*Sn*	*Nb*	*Sb*	*Mo*	*Te*
Hf	*Pb*	*Ta*	*Bi*	*W*	*Po*
Th		*Pa*		*U*	

ஏழாவது பத்தியில் 2, 3 வரிசைகளில் ஒவ்வொரு தனிமமும், 4, 5, 6 வரிசைகளில் ஒவ்வொன்றிலும் இரண்டு தனிமங்களும் உள்ளன. 7-வது வரிசையில் தனிமம் எதுவும் இல்லை. இந்தப் பத்தியும் *A*, *B* ஆகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளது.

(A)	(B)
	F
	Cl
Mn	*Br*
Tc	*I*
Re	*At*
—	

எட்டாவது பத்தி அமைப்பில் மிகவும் மாறுபட்டுள்ளது. முதல் மூன்று வரிசைகளில் தனிமங்கள் இல்லை. 4, 5, 6 வரிசைகளில் ஒவ்வொன்றிலும் மூன்று தனிமங்கள் உள்ளன. ஏழாவது வரிசையிலும் தனிமங்கள் இல்லை.

Fe	*Co*	*Ni*
Ru	*Rh*	*Pd*
Os	*Ir*	*Pt*

ஒன்பதாவது பத்தியைச் சூன்யப் பத்தி (zero group) என்றும் அழைப்பதுண்டு. இப்பத்தியும் அமைப்பில் மாறுபட்டு உள்ளது. முதல் ஆறு வரிசைகளிலும் வரிசைக்கு ஒன்றாக ஆறு தனிமங்கள் உள்ளன. ஏழாவது வரிசையில் தனிமம் இல்லை.

	He
	Ne
	A
	Kr
	Xe
	Rn
	—

அட்டவணையின் சிறப்பும், பயன்களும்

இயற்கையில் 92 தனிமங்கள் தான் இருக்கின்றன. இத்தனிமங்கள் யாவும் எளிய முறையில் இந்த அட்டவணையில் வகைப்படுத்தப் பட்டுள்ளன. அட்டவணையைச் சரியாகப் பயன்படுத்த அறிவோமானால் தனிமங்களின் பௌதிக, வேதிப் பண்புகளை எளிதில் மனத்தில் பதிய வைக்க முடியும்.

தனிமங்களின் பௌதிக வேதிப் பண்புகள்

ஒவ்வொரு வரிசையிலும், முதல் தனிமம் மிக்க உலோகத் தன்மை பொருந்தியதாக உள்ளது. வலப்புறம் செல்லச் செல்ல உலோகத் தன்மை குறைகிறது. பின்பு, அலோகத் தன்மை சிறிது சிறிதாக அதிகமாகின்றது. அலோகத்தையடுத்து வேதிப் பண்புகளற்ற, மந்தத்தனிமம் **(inert element)** வலக் கோடியில் உள்ளது. இத்தனிமம் ஒரு வரிசையில் இறுதியிலுள்ள அலோகத்தையும், அடுத்த வரிசையில் இடது கோடியிலுள்ள உலோகத்தையும் இணைக்கும் தனிமமாகக் கருதலாம். இரண்டு, மூன்று வரிசைகளிலுள்ள தனிமங்களின் பண்புகள் மேற்கூறிய தன்மைதனை நன்கு புலப்படுத்துகின்றன.

Li	*Be*	*B*	*C*	*N*	*O*	*F*	*Ne*
Na	*Mg*	*Al*	*Si*	*P*	*S*	*Cl*	*A*

தனிமத்தின் உலோக அலோகத் தன்மைக்கேற்ப அதனுடைய ஆக்சைடு, ஹைட்ரைடு, குளோரைடு போன்ற சேர்மங்களின் பண்புகளிருக்கும். தனிமம் இருக்கும் இடத்தைப் பொறுத்து அதன் பண்புகளையும், அதன் சேர்மங்களின் பண்புகளையும் எளிதில் அறியலாம்.

ஒரு வரிசையிலுள்ள தனிமங்களின் ஹைட்ரைடுகளை ஆராய்ந்தால் அந்தச் சேர்மங்களில் தனிமங்களின் இணை திறன் ஆவர்த்தன தன்மையில் உள்ளதை உணரலாம். இரண்டாவது வரிசையிலுள்ள எல்லாத் தனிமங்களும் ஹைட்ரஜனுடன் கூடி சேர்மங்களைத் தருகின்றன. இச்சேர்மங்களில் தனிமங்களின் இணை திறன் ஒன்றிலிருந்து படிப்படியாக நான்கு வரை ஏறிப் பின்னர் படிப்படியாக ஒன்றுக்கு இறங்குகிறது.

சேர்மம்	LiH_1,	BeH_2,	BH_3,	CH_4,	NH_3,	H_2O,	HF
இணைதிறன்	(1)	(2)	(3)	(4)	(3)	(2)	(1)

மூன்றாவது வரிசையிலுள்ள தனிமங்கள்யாவும் ஆக்சைடுகள் தருகின்றன. இச்சேர்மங்களில் தனிமங்களின் இணை திறன் ஒன்றிலிருந்து ஏழுவரை சீராகப் படிப்படியாக ஏறுகின்றது.

சேர்மம்	Na_2O,	MgO,	Al_2O_3,	SiO_2,	P_2O_5,	SO_3,	Cl_2O_7
இணைதிறன்	(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)

ஆக்சைடுகளின் வேதிப்பண்பும் ஆவர்த்தனத் தன்மையில் உள்ளது. முதல் இரண்டு ஆக்சைடுகள் கார ஆக்சைடுகளாக உள்ளன. அடுத்துள்ள அலுமினிய ஆக்சைடு ஈரியல்புள்ள (Amphoteric) ஆக்சைடாக உள்ளது. பின்னர் வரும் ஆக்சைடுகள் அமில ஆக்சைடுகளாக உள்ளன.

இது போன்றே எந்த வேதிப் பண்பிலும் ஆவர்த்தனத் தன்மையைக் காணலாம். வரிசையில் தனிமத்தின் இருப்பிடத்தைக் கொண்டு, அதன் பண்புகளைக் கூறவும், பக்கத்தில் உள்ள தனிமங்களுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்க்கவும் முடிகிறது.

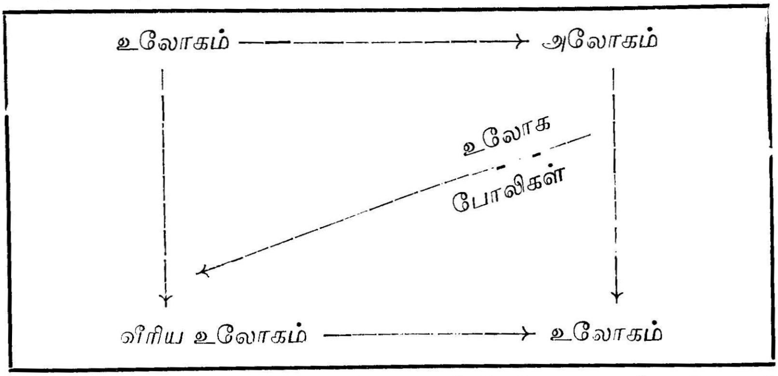
எல்லாப் பத்திகளிலும் குறுகிய வரிசைகளில் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட தனிமம் இருப்பதில்லை. இத்தனிமங்கள் யாவும் இயற்கையில் பரவலாகக் கிடைக்கின்றன. இவற்றை அடையாளத் தனிமங்கள் (Typical elements) என்று அழைக்கின்றனர். எட்டு, ஒன்பது பத்திகள் நீங்கலாக மற்ற எல்லாப் பத்திகளும் ஓரளவு ஒரே மாதிரியான அமைப்புகளைக் கொண்டவை. ஒவ்வொரு பத்தியிலும் *A, B* என்ற இரு பிரிவுகள் உள்ளன.

முதல் பத்தியில் *A*, உட்பிரிவிலுள்ள (*H, Li, Na, K, Rb, Cs*) எல்லாத் தனிமங்களுக்கும் இணை திறன் ஒன்றாக உள்ளது. ஹைட்ரஜன் நீங்கலாக மற்றத்தனிமங்கள் எல்லாப்பண்புகளிலும் ஆவர்த்தன தன்மைதனைப் பெற்றுள்ளன. உருகுநிலை, அடர்த்தி, வேதிவினைகளில் வீரியம், காரத்தன்மை, முதலிய பண்புகள் ஒழுங்கான முறையில் படிப்படியாக மாறுகின்றன. ***B*** உட்பிரிவில் உள்ள (*Cu, Ag, Au*) தனிமங்களின் எல்லாப் பண்புகளும் படிப்படியாகவே மாறுகின்றன.

முதல் பத்தியில் *A*, உட்பிரிவிற்கும், B, உட்பிரிவிற்கும் சில பண்புகளில் ஒற்றுமை இருப்பினும், பல பண்புகளில் வேறுபடுகின்றன. *A* பிரிவிற்கும் *B* பிரிவிற்கும் உள்ள வேறுபாடுகள் 1, 2, 6, 7, பத்திகளில் அதிகமாகக் காணப்படுகின்றன. 3, 4, 5, பத்திகளில் ஓரளவு இரு உட்பிரிவுகளுக்குள் அடங்கியிருக்கும் தனிமங்களில் ஒத்த பண்புகளைக் காணலாம்.

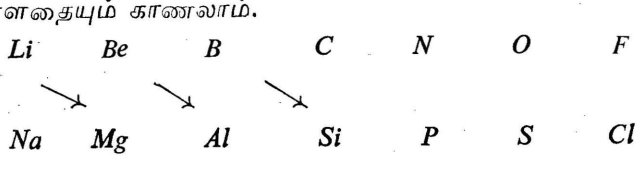
இரண்டாம் பத்தியிலும், முதல் பத்தியில் இருந்த அமைப்பைக் காண முடிகிறது. 3, 4, 5, 6, 7 பத்திகளிலுள்ள அடையாளத் தனிமங்கள் *B*, உட்பிரிவிலுள்ள தனிமங்களைப் பெரிதும் ஒத்துள்ளதால், இவை *B* உட்பிரிவில் சேர்க்கப்படுகின்றன. எல்லாப் பத்திகளிலும் ஒரே உட்பிரிவிலுள்ளத் தனிமங்களின் இணை திறன், ஒரே மாதிரியாக உள்ளது.

எந்த உட்பிரிவிலும் மேலிருந்து கீழே செல்லுகையில் உலோகத் தன்மை அதிகமாகின்றது. 5, *B*, உட்பிரிவிலுள்ள நைட்ரஜனும், பாஸ்ஃபரசும், எல்லாப் பண்புகளிலும் அலோகங்களாக உள்ளன. அடுத்து வரும் ஆர்சனிக்கும், ஆன்டிமோனியும், உலோகத் தன்மைகளும், அலோகத் தன்மைகளும் ஒருங்கே பெற்றிருப்பதால், உலோகப் போலிகளாக இருக்கின்றன, பின்னர் வரும் பிஸ்மத், உலோகத் தன்மைதனை மட்டும் பெற்றுள்ளது.



அட்டவணையில் இடமிருந்து வலம் செல்லுகையில் அலோகத் தன்மை அதிகரிப்பதும், மேலிருந்துக் கீழே செல்லுகையில் உலோகத்தன்மை அதிகரிப்பதும் குறிப்பிடத்தக்கதாகும். அணுவின் வெளிக் கூட்டிலிருக்கும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும், அணுவின் பருமனளவும் இம் மாறுதல்களுக்குக் காரணங்களாக உள்ளன. இடமிருந்து வலம் செல்லுகையில் வெளிக் கூட்டிலிருக்கும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை, சீராக அதிகமாகிக் கொண்டு செல்கின்றது. ஒவ்வொரு பத்தியிலும் மேலிருந்துக் கீழே செல்லும்பொழுது அணுவின் பருமனளவு அதிகமாகின்றது. அட்டவணையில் தனிமத்தின் இருப்பிடத்தைக் கொண்டு, அதன் வெளிக் கூட்டிலிருக்கக் கூடிய எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை, பருமனளவு, இரண்டையும் கூற முடியும்.

முதல் வரிசையிலுள்ள தனிமங்களுக்கும், அடுத்த வரிசையில் உள்ள தனிமங்களுக்கும் மற்றுமோர் வகையில் தொடர்பு உள்ளதையும் காணலாம்.



மேலே காட்டியுள்ளபடி லித்தியம், மக்னீசியத்தையும்; பெரிலியம், அலுமினியத்தையும்; போரான், சிலிகானையும்; சில பண்புகளில் ஒத்துள்ளன. இதற்கு **மூலைவிட்ட உறவு (diagonal relationship)** என்று கூறுவார்கள். ஒத்துள்ள தனிமங்களின் பருமனளவு ஓரளவு சமமாக இருப்பதே இதன் காரணமாகும்.

அட்டவணையில் தனிமம் அமைந்திருக்கும், வரிசை, பத்தி, இவற்றைக் கொண்டு அதன் பௌதிக, வேதிப் பண்புகளை அறியலாம். இடப்புறமும், வலப்புறமும், மேலும், கீழும் உள்ள தனிமங்களின் பண்புகளிலிருந்தும் ஒரு தனிமத்தின் பண்புகளைக் கூறமுடியும்.

தனிமங்களைக் கண்டு பிடித்தல்

மெண்டலீஃப் காலத்தில் சுமார் 70 தனிமங்கள் தான் தெரிந்திருந்தன. ஆனபோதிலும் அவர் அட்டவணையைத் தயாரித்த பொழுது அணு எடை, தனிமங்களின் பண்புகள் இரண்டையும் கருத்தில் கொண்டிருந்தார்.

அவர் காலத்தில் துத்த நாகத்துக்கு (அணு எடை 65) அடுத்து ஏறு வரிசையில் அமையும் தனிமம் ஆர்சனிக்காக, (அணு எடை 75) இருந்தது. துத்தநாகம் இரண்டாவது பத்தியில் வருகின்றது. ஆர்சனிக்கை மூன்றாவது பத்தியில் வைத்தால் அதன் பண்புகள் அதற்கு மேலுள்ள அலுமினியத்தை ஒத்திருக்கவில்லை. ஆர்சனிக் நான்காவது பத்தியிலுள்ள சிலிக்கானையும் ஒத்திருக்கவில்லை. ஆனால் ஐந்தாவது பத்தியில் உள்ள பாஸ்ஃபரசுக்குக் கீழ் வைத்தால் அதன் பண்புகள், பத்தியிலுள்ள மற்ற தனிமங்களுடன் பொருந்துகின்றன. மெண்டலீஃப் ஆர்சனிக்கை ஐந்தாவது பத்தியில் வைத்து மூன்றாவது பத்தியில் அலுமினியத்திற்குக் கீழேயும், நான்காவது பத்தியில் சிலிக்கானுக்குக் கீழேயும் வெற்றிடங்களை விட்டார். இந்த வெற்றிடங்கள் பின்னால் கண்டு பிடிக்கப்படும் தனிமங்களால் நிரப்பப்படுமென்று கூறினார். அந்த வெற்றிடங்களில் இருக்கக் கூடிய தனிமங்களின் பல பண்புகளை அவற்றின் இருப்பிடத்தை யொட்டி, முன் கூட்டியே கூறினார்.

சில ஆண்டுகளுக்குப் பின், காலியம் (Ga) ஜெர்மினியம் (Ge) என்ற இரு தனிமங்கள் கண்டு பிடிக்கப்பட்டன. இவை முறையே மூன்றாவது, நான்காவது பத்திகளிலுள்ள வெற்றிடங்களை நிரப்பும் தனிமங்களாக அமைந்தன, மெண்டலீஃப் கூறிய பல பண்புகளை இந்த இரு தனிமங்களும் வியக்கத் தக்க முறையில்

பெற்றிருந்தன. இது போன்று பல தனிமங்களைக் கண்டுபிடிக்க மெண்டலீஃப் அட்டவணை ஒரு திறவு கோலாக அமைந்தது.

மந்தத் தனிமங்களென்று **(inert elements)** அழைக்கப்படும் ஆறு தனிமங்களிருப்பதை மெண்டலீஃப் உணரவில்லை. ஆகவே அவற்றிற்கு அட்டவணையில் வெற்றிடம் விடவில்லை. ஆன போதிலும், தற்கால ஆவர்த்தன அட்டவணையில் இறுதிப் பத்தியில் இந்தத் தனிமங்களை அமைப்பதால் அட்டவணை மேலும் சிறப்புப் பெறுகின்றது. யூரேனியம் கடந்த தனிமங்களைப் பற்றி **(trans-uranic elements)** சில ஆண்டுகளுக்கு முன்புதான் தெரியும். இவற்றையும் அட்டவணையில் புகுத்தி, நிறைவு பெற்ற ஓர் அட்டவணையைப் பெறமுடிகிறது.

அணு எடை திருத்துதல்

மெண்டலீஃப் காலத்தில் சில தனிமங்களின் அணு எடைகள் தவறாக இருந்தன. அந்தத் தனிமங்கள் இருக்க வேண்டிய பத்தியை மனதில் கொண்டு, மெண்டலீஃப் அணு எடைகளைத் திருத்தினார். பெரிலியம், இன்டியம், என்ற தனிமங்களின் அணு எடைகளில் பெரிய திருத்தங்கள் செய்தார். அவருடைய திருத்தங்கள் முற்றிலும் சரியானவையென்று பின்னர் ஒப்புக்கொள்ளப் பட்டன. பல தனிமங்களின் அணு எடைகளில் சிறு திருத்தங்கள் செய்யப்பட்டன. அவைகளும் பின்னர் ஒத்துக்கொள்ளப் பட்டன.

ஆவர்த்தன அட்டவணையின் குறைபாடுகள்

மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் பல சிறப்பு அம்சங்களிலிருந்தாலும் சில குறைபாடுகளும் உள்ளன. ஒன்றிரண்டு குறைபாடுகள் தற்கால அட்டவணையில் நீக்கப்பட்டுள்ளன. ஆனபோதிலும் இன்னமும் சில குறைபாடுகள் இருக்கின்றன.

அட்டவணையில் நான்கு இடங்களில் அணு எடைகளின் ஏறு வரிசையில் தனிமங்கள் அடுக்கப் படவில்லை. குறைந்த அணு எடையுள்ள தனிமம் பின்னும், அதிக அணு எடையுள்ள தனிமம் முன்னும் வைக்கப்பட்டுள்ளன,

Co	*Ni;*	*A*	*K;*
58·9	58·7	39·9	39·1;
Te	*I;*	*Th*	*Pa;*
127·6	126·9	232·05	231

தனிமங்களின் பண்புகளைக் கருத்தில் கொண்டால் இந்த அமைப்பே சரியானதாகும். இத்தனிமங்களின் அணு எடைகளை மறுபரிசிலனை செய்ததில் அவைகள் சரியானவைகளே என்பது உறுதியாயிற்று. மாசலி என்பவர் அணு எடைக்குப் பதிலாக அணு எண்ணை ஒரு தனிமத்தின் அடிப்படைப் பண்பாகக் கொள்ள வேண்டுமென்ற கருத்தை வெளியிட்டார். இதைக் கருத்தில் கொண்டு ஆவர்த்தன விதி திருத்தப்பட்டது.

நவீன ஆவர்த்தன விதியை '**தனிமங்களின் பௌதிக வேதிப் பண்புகள், அவற்றின் அணு எண்களின் ஆவர்த்தன சடங்குகளாக அமைகின்றன**' என்று வரையறுக்கலாம்.

அணு எடைகளுக்குப் பதிலாக அணு எண்களை எடுத்துக் கொண்டால் மேற்கூறிய நான்கு ஜோடி தனிமங்களும் தற்பொழுது இருக்கும் இடங்களிலேயே இருக்கின்றன.

Co	*Ni;*	*A*	*K;*
27	28	18	19
Te	*I;*	*Th*	*Pa;*
52	53	90	91

ஆவர்த்தன அட்டவணையிலுள்ள இந்தக் குறைபாடு முற்றிலும் நீக்கப்பட்டதுமல்லாமல் '**அணு எண்தான் தனிமங்களின் பௌதிக வேதிப் பண்புகளை நிர்ணயிக்கும் அடிப்படைப் பண்பு**' என்ற கொள்கையும் உறுதியாயிற்று.

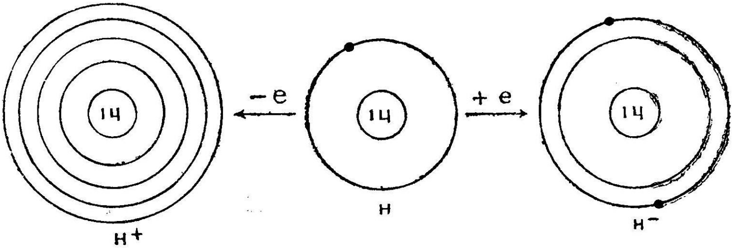
பல தனிமங்களுக்குக் கொடுக்கப் பட்டிருக்கும் இருப்பிடங்கள் திருப்திகரமாகயில்லை.

ஹைட்ரஜன் சில பண்புகளில், கார உலோகங்களையும் (alkali metals) வேறு சில பண்புகளில் உப்பீனிகளையும் (halogens) ஒத்துள்ளது.

ஹைட்ரஜனை சில அட்டவணைகளில், கார உலோகங்களின் தலைப்பிலும், சில அட்டவணைகளில் உப்பீனிகளின் தலைப்பிலும் சில அட்டவணைகளில் இரண்டு இடங்களிலும் காட்டுகின்றனர். ஒரே தனிமம் பல இடங்களில் காட்டப்படுவது ஓர் ஒழுங்கான அட்டவணைக்கு உகந்ததாக இல்லை.

ஹைட்ரஜன், மற்ற எந்தத் தனிமமும் பெற்றில்லாத அணு அமைப்பைப் பெற்றிருக்கிறது. கருவைச் சுற்றி ஒரே ஓர் எலெக்ட்ரான் முதல் சுற்றிலுள்ளது. ஹைட்ரஜன் ஓர் எலெக்ட்ரானை எளிதில் இழந்து, ஒரு அயனியாக மாறுவதால் கார உலோகங்களைப் போல் வினை புரிகின்றது.

ஹைட்ரஜன் ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெற்று, முதல் சுற்று, முற்றுப் பெறுவதால், மந்த வாயுவான ஹீலியத்தின் அமைப்பை எளிதில் பெற முடிகிறது. இவ்வாறு ஹைட்ரஜன் எளிதில் அயனியாக மாறி, உப்பீனி அயனிகளையொத்துள்ளது.



ஹைட்ரஜன்

படம் 32.

எட்டாவது பத்தியில் 4, 5, 6 வரிசைகளில் தனிமங்கள் மும்மைகளாகக் காட்டப் பட்டுள்ளன. அதுபோலவே 15 தனிமங்கள் கொண்ட 'லாந்தனம் தொகுதி' (**lanthanides**), ஒரு தனிமத்தின் இடத்தில், மூன்றுவது பத்தியில், ஆறுவது வரிசையில் வைக்கப் பட்டுள்ளது. பல தனிமங்கள் ஓர் இடத்தில் இருப்பது ஒரு சிறந்த அமைப்பாகக் கருத முடியாது. இந்த அமைப்பை ஆவர்த்தன விதியால் விளக்க முடியாது, அத் தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புக்களிலிருந்து விளக்கி இக்குறை பாட்டையும் நீக்க முடியும்.

வெள்ளியும், தாலியமும்; (**Ag, Th**) பேரியமும், காரீயமும்; (**Ba, Pb**) வேதிப் பண்புகளில் இரட்டைகளாக விளங்குகின்றன. அட்டவணையில் இத்தனிமங்களின் இருப்பிடங்களைக்கொண்டு, அவற்றின் ஒற்றுமையை விளக்க முடியாது.

'நாணய உலோகங்கள்' என்று அழைக்கப்படும் செம்பு, வெள்ளி, தங்கம் முதலிய உலோகங்கள், முற்றிலும் மாறுபட்ட பௌதிக, வேதிப் பண்புகள் கொண்ட 'கார உலோகங்கள்' என்று அழைக்கப்படும் சோடியம், பொட்டாசியம் என்ற

உலோகங்களுடன் ஒரே பத்தியிலுள்ளன. அட்டவணையில் சில இடங்களில் ஒத்த தனிமங்கள் பிரிக்கப்பட்டும், வேறுபட்ட தனிமங்கள் சேர்க்கப்பட்டிருப்பதும் ஒருகுறையெனவே கருதப்பட வேண்டும்.

தனிமங்களைத் தொன்று தொட்டு சுலபமாக உலோகங்களென்றும், அலோகங்களென்றும் பிரித்து வந்தனர். இந்த எளிய பிரிவை அட்டவணையில் காணமுடியவில்லை.

நவீன அட்டவணையில் அணு எடைக்குப் பதிலாக அணு எண்ணை, ஆவர்த்தன விதியில் புகுத்தியும், லாந்தனைடு தொகுதியைத் தனியே அட்டவணைக்குக் கீழே காண்பித்தும் சில குறைபாடுகள் நீக்கப்பட்டுள்ளன. மேலுமுள்ள குறைபாடுகளை நீக்க முயற்சித்தால் அட்டவணையின் எளிய தன்மையை இழக்கிறோம். அட்டவணையின் பல சிறப்பான அம்சங்களையும், பயன்களையும் காணும்பொழுது சிறு குறைகளிருப்பினும் இதனை ஒரு சிறந்த அட்டவணையென்று கொள்ளலாம்.

தற்காலத்தில், புதுத் தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்க ஆவர்த்தன அட்டவணை பயன் படுவதில்லை. ஒன்று முதல் தொண்ணூற்றிரண்டு வரையிலுள்ள எல்லாத் தனிமங்களும் கண்டுபிடிக்கப் பட்டுவிட்டன. அணு எடைகளைத் திருத்தவும், அட்டவணை உபயோகப்படுவதில்லை. தற்காலத்தில் நுண்ணிய கருவிகளின் உதவியால், அணு எடைகளைத் துல்லியமாகக் கண்டு பிடிக்க முடியும். தனிமங்களின் பௌதிக, வேதிப் பண்புகளைத் தொகுத்துக் கூறவும், எளிதில் பல தனிமங்களின் பண்புகளை ஒத்துப்பார்க்கவும், மட்டுமே ஆவர்த்தன அட்டவணை இக்காலத்தில் பெரிதும் பயன்படுகிறது.

எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பையொட்டிய தனிமங்களின் பண்புகள்

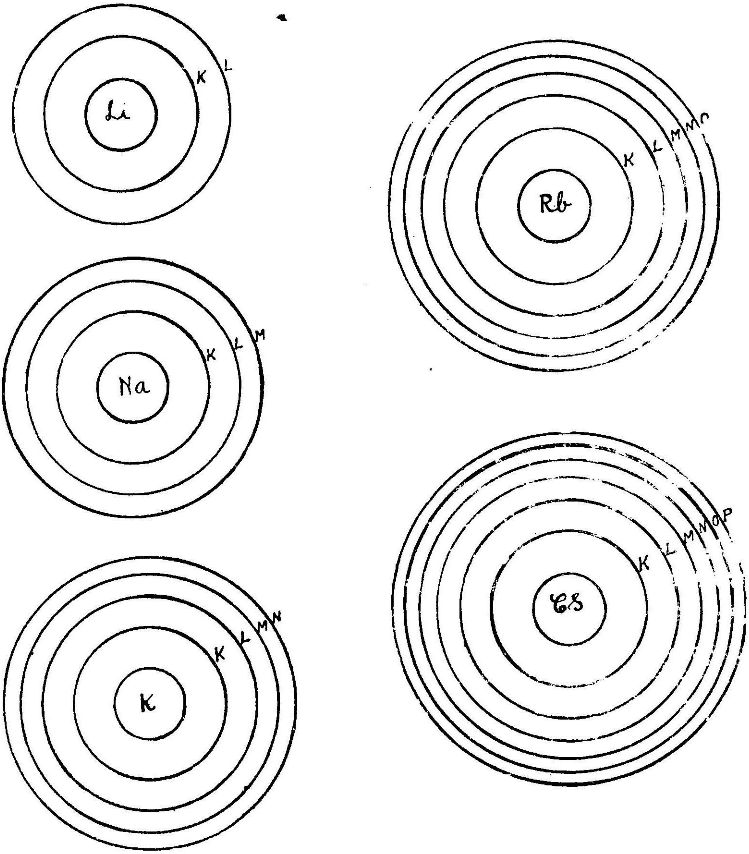
(Properties of elements based on electronic configuration)

ஒரு தனிமத்தின் பல பண்புகளை அத்தனிமத்தின் அணுக்களிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பைக் கொண்டு விளக்க முடியும். பல வேதிப் பண்புகள் அணுவின் இறுதிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை, அமைப்பு இவற்றைப் பொறுத்துள்ளன.

இறுதிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான் எளிதில் அணுவில் இருந்து விடுபடுமானால் அணு, அயனியாக மாறும். இவ்வகை அணுக்களைப் பெற்றுள்ள தனிமம் உலோகத் தன்மை பொருந்திய

தாகயிருக்கும். வெளிக் கூட்டில் ஒன்று அல்லது இரண்டு எலெக்ட்ரான்களிருப்பின் உலோகத்தன்மை மிகுந்து காணப்படும்.

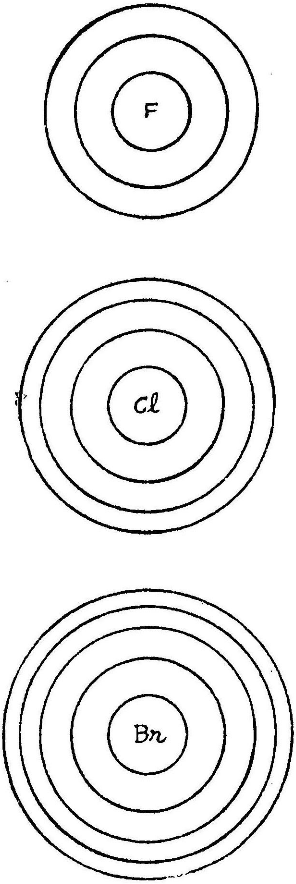
எலெக்டரான்கள் அணுக்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களால் ஈர்க்கப்படுகின்றன. இறுதிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் மேல், அணுக் கருவின் பிடிப்பு குறைவாகவே இருக்கும். இக் காரணத்தால் இறுதிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள், அணுவில்



படம் 33.

இருந்து வெளியேற முடிகிறது. இறுதிக் கூடு கருவிலிருந்து தூரத்திலிருந்தால், கருவின் ஈர்ப்புத் தன்மை மேலும் குறையும். அணுப் பருமனளவு அதிகமுள்ள அணுக்களின் வெளிக் கூட்டில் உள்ள எலெக்ட்ரான்கள் எளிதில் விடுபட்டு வெளியேறுகின்றன.

தனிமத்தின் பெயர்	தனிம அணுவில் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு	அயனியில் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு	தனிமத்தின் பண்பு
லித்தியம்	$1s^2, 2s^1$	$(1s^2)+$	உலோகம்
சோடியம்	$1s^2, 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	$(1s^2, 2s^2\ 2p^6)+$	உலோகம்
மெக்னீசியம்	$1s^2, 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	$(1s^2, 2s^2\ 2p^6)++$	உலோகம்



படம் 34.

ஓர் அணுவின் வெளிக்கூட்டில் ஏழு அல்லது ஆறு எலெக்ட்ரான்களிருப்பின் அந்த அணு, முறையே ஒன்று அல்லது இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று மந்த வாயுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றது. எலெக்ட்ரானைப் பெறுவதால், அணு அயனியாக மாறுகின்றது. ஆகவே வெளிக்கூட்டில் ஆறு அல்லது ஏழு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ள அணுக்கள் அலோகத் தன்மைகளைப் பெற்றதாக உள்ளன.

இவ்வகை அணுக்களில், வெளிக்கூட்டில் புதிதாகச் சேர்க்கப்பட்டுள்ள எலெக்ட்ரான்களையும் சேர்த்து அணுக் கரு ஈர்க்க வேண்டியிருக்கிறது. வெளிக்கூடு, கருவுக்குச் சமீபத்தில் இருந்தால் அந்த அணுக்கள் அதிக அலோகத் தன்மைகளைப் பெறுகின்றன.

தனிமத்தின் பெயர்	தனிம அணுவில் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு	அயனியில் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு	தனிமத்தின் பண்பு
ஆக்சிஜன்	$1s^2\ 2s^2 2p^4$	$[1s^2, 2s^2, 2p^6]^{--}$	அலோகம்
ஃபுளோரின்	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	$[1s^2 2s^2 2p^6]^{-}$	அலோகம்
சல்ஃபர்	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6]^{--}$	அலோகம்

கரு எலெக்ட்ரான்களை ஈர்க்கும் பண்பைத் **தனிமத்தின் எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்** (electronegativity of the element) என்று அழைக்கலாம். எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல், அணுவின் பருமனளவு, அணு எண், வெளிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை, அவற்றின் அமைப்பு, இவற்றைப் பொறுத்து உள்ளது. தனிமத்தின், உலோக, அலோகத் தன்மையும், மற்ற பண்புகளும், எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலைப் பொறுத்தேயுள்ளன.

சில தனிமங்கள் ஒத்த பண்புள்ளவைகளாக இருப்பதற்குக் காரணம், அவைகளின் அணுக்களில் ஒத்த எலெக்ட்ரான் அமைப்பு இருப்பதேயாகும். காரத் தனிமங்கள் யாவும் மிகுந்த உலோகத் தன்மையையும், ஒரே மாதிரியான இணை திறனும் பெற்றுள்ளன. காரத்தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு ஒரே மாதிரியாகவுள்ளது. இறுதிக் கூட்டில் ஓர் எலெக்ட்ரான் உள்ளது.

Li	—	2	1				
Na	—	2	8	1			
K	—	2	8	8	1		
Rb	—	2	8	18	8	1	
Cs	—	2	8	18	18	8	1

இதுபோன்றே உப்பீனித் தனிமங்கள் யாவும் ஒத்த பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதற்கு அவற்றின் ஒத்த எலெக்ட்ரான் அமைப்பே காரணமாகும்.

F	—	2	7			
Cl	—	2	8	7		
Br	—	2	8	18	7	
I	—	2	8	18	18	7

மந்த வாயு அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு, அவைகள் எவ்வித வேதிப் பண்புமற்று இருப்பதற்குக் காரணமாக இருக்கின்றது.

He	—	2					
Ne	—	2	8				
A	—	2	8	8			
Kr	—	2	8	18	8		
Xe	—	2	8	18	18	8	
Rn	—	2	8	18	32	18	8

நீண்ட அட்டவணை

ஆவர்த்தன அட்டவணையிலுள்ள சில குறைபாடுகளை நீக்கும் பொருட்டுத் தனிமங்களை விஞ்ஞானிகள் ஓர் அட்டவணையில் அமைத்தனர். இதற்கு, நீண்ட அட்டவணை **(long table)** என்று பெயர். நவீன ஆவர்த்தன விதியையும், அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பையும், கருத்தில் கொண்டு இந்த அட்டவணை அமைக்கப் பெற்றுள்ளது. இது வேதியியல் கற்பவர் களுக்கு மிகவும் பயன்படுகிறது.

அமைப்பு

ஆவர்த்தன அட்டவணையைப் போலவே இதிலும், வரிசைகளும், பத்திகளும் உள்ளன. இதில் ஏழு வரிசைகளும் பதினெட்டு பத்திகளும் உள்ளன. முதல் மூன்று வரிசைகள் குறுகிய வரிசைகளென்றும், அடுத்துவரும் மூன்று வரிசைகள் நீண்ட வரிசைகளென்றும், இறுதி வரிசை முடிவு பெறா வரிசை யென்றும் பெயரிடப்பட்டுள்ளன.

ஒன்று, இரண்டு, மூன்று வரிசைகளில் தனிமங்கள் தொடர்ந்து அடுக்கப்படாமல் இடைவெளிகள் விட்டு அடுக்கப்பட்டுள்ளன. நான்கு, ஐந்து வரிசைகளில் தனிமங்கள் மடித்து வைக்கப்படாமல் தொடர்ந்து அடுக்கப் பட்டுள்ளன. ஆறாவது வரிசையில், மூன்றாவது பத்தியில், லாந்தனத்தை மட்டும் (அணு எண் 57) வைத்து அடுத்து வரும் நான்காம் பத்தியில் ஹாஃப்னியம் (அணு

பத்திகள்

வரிசை	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9	10
								VIII		
1	1 H வீரிய உலோகங்கள்									
2	3 *Li*	4 *Be*	இடைநிலை உலோகங்கள்							
3	11 *Na*	12 *Mg*								
4	19 *K*	20 *Ca*	21 *Sc*	22 *Ti*	23 *V*	24 *Cr*	25 *Mn*	26 *Fe*	27 *Co*	28 *Ni*
5	37 *Rb*	38 *Sr*	39 *Y*	40 *Zr*	41 *Nb*	42 *Mo*	43 *Tc*	44 *Ru*	45 *Rh*	46 *Pd*
6	55 *Cs*	56 *Ba*	57 *La*†	72 H*f*	73 *Ta*	74 **W**	75 *Re*	76 *Os*	77 *Ir*	78 *Pt*
7	87 *Fr*	88 *Ra*	89 *Ac*††							

உள் இடைநிலை

லாந்தனைடுகள் †	58 *Ce*	59 *Pr*	60 *Nd*	61 *Pm*	62 *Sm*	63 *Eu*
ஆக்டினைடுகள் ††	90 *Th*	91 *Pa*	92 *U*	93 *Np*	94 *Pu*	95 *Am*

11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 O
காப்பர், துத்தநாக பகுதிகள்		உலோகப் போலிகளும் அலோகங்களும்					2 *He*
		5 *B*	6 *C*	7 *N*	8 *O*	9 *F*	10 *Ne*
		13 *Al*	14 *Si*	15 *P*	16 *S*	17 *Cl*	18 *A*
29 *Cu*	30 *Zn*	31 *Ga*	32 *Ge*	33 *As*	34 *Se*	35 *Br*	36 *Kr*
47 *Ag*	48 *Cd*	49 *In*	50 *Sn*	51 *Sb*	52 *Te*	53 *I*	54 *Xe*
79 *Au*	80 *Hg*	81 *Tl*	82 *Pb*	83 *Bi*	84 *Po*	85 *At*	86 *Rn*

உலோகங்கள்

64 *Gd*	65 *Tb*	66 *Dy*	67 *Ho*	68 *Er*	69 *Tm*	70 *Yb*	71 *Lu*
96 *Cm*	97 *Bk*	98 *Cf*	99 *E*	100 *Fm*	101 *Mv*	102 *No*	103 *Lw*

எண் 72) வைக்கப்பட்டுள்ளது. ஏழாவது வரிசையில், முதல் மூன்று பத்திகளில் மட்டும் தனிமங்கள் உள்ளன. அட்டவணைக்குக் கீழே தனியாக அணு எண் 58 முதல் 71 முடியவும், அணு எண் 90 முதல் 103 முடிவாகவும், முறையே லாந்தனத் தொகுப்பு, (lanthanides) ஆக்டினத் தொகுப்பு (actinides) என்ற இரு வரிசைகள் கொடுக்கப் பட்டுள்ளன,

எலெக்ட்ரான் அமைப்பைக் கொண்டு தனிமங்களை வகையீடு செய்தல்

தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைக் கொண்டு தனிமங்களை நான்கு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம்.

இறுதிக் கூட்டில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பது முதல் வகையாகும். இந்த அமைப்பை ns^2, np^6 என்று அழைக்கலாம். n என்பது இறுதிக் கூட்டைக் குறிக்கும்.

நீண்ட அட்டவணையில் பதினெட்டாவது பத்தியிலுள்ள தனிமங்கள் இந்த அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. இத்தனிமங்கள், **மந்த வாயுக்கள்** என்று அழைக்கப்படுகின்றன. இறுதிக் கூட்டில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருத்தல் ஒரு முடிவு பெற்ற தன்மைதனைக் குறிப்பதால் இந்த வாயுக்களின் அணுக்கள், வேதி வினைகளில் பங்கு பெறுவதில்லை.

இரண்டாம் வகை தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு ns^1 லிருந்து ns^2, np^1 வழியாக np^5 வரையுள்ளதாக இருக்கும். இவ்வகைத் தனிம அணுக்களில் இறுதிக் கூடு வளர்ந்து வருகின்றது. நீண்ட அட்டவணையில், 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 பத்திகளிலுள்ள தனிமங்கள் இவ் வகையைச் சாரும். இவைகள் **அடையாளத் தனிமங்கள்** (typical elements) என்று அழைக்கப்படுகின்றன. வெளிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களே வேதிப் பண்புகளுக்குக் காரணமாயிருத்தலால், இவைகள் யாவும் ஒரே பண்புள்ளவைகளாக இருக்க முடியாது. ஆனால் ஒரே பத்தியிலுள்ள, தனிமங்களின் இறுதிக் கூட்டின் அமைப்பு, ஒத்திருப்பதால் அவை யாவும் பல பண்புகளில் ஒத்திருக்கின்றன. இடமிருந்து வலம் செல்லுகையில் இறுதிக் கூட்டில் எலெக்ட்ரான் களின் எண்ணிக்கை, சீராகப் படிப்படியாக ஏறுவதால் தனிமங்கள் உலோகப் பண்பில் ஆரம்பித்து அலோகப் பண்பில் முடிகின்றன. எடுத்துக் காட்டாக மூன்றாவது வரிசையிலுள்ள தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகள் கீழே கொடுக்கப்பட்டு உள்ளன.

தனிமம்	K கூடு s	L கூடு s	p	M கூடு (n) s	p
Na	2	2	6	1	
Mg	2	2	6	2	
Al	2	2	6	2	1
Si	2	2	6	2	2
P	2	2	6	2	3
S	2	2	6	2	4
Cl	2	2	6	2	5

மூன்றும் வகைத் தனிம அணுக்களின் அமைப்பு $(n-1)\ d^1$, ns^2 லிருந்து $(n-1)\ d^{10}$, ns^2 வரையிலுள்ளதாக இருக்கும். இவ்வகைத் தனிம அணுக்களில் இறுதிக் கூட்டில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும், இறுதிக்கு முதல் கூட்டில் 9 முதல் 18 வரை எலெக்ட்ரான்கள் வளர்ந்து வருவதையும் காணலாம். நீண்ட அட்டவணையில் மூன்றுவது பத்தி முதல், பன்னிரண்டாவது பத்தி இறுதியாகக் காணப்படும் (3×10) முப்பது தனிமங்களும் இவ்வகையைச் சாரும். இவைகள் **இடைநிலைத் தனிமங்கள் (transition elements)** என்று அழைக்கப்படுகின்றன,

இத்தனிம அணுக்களில் இறுதிக் கூட்டில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களிருப்பதால் இவையாவும் உலோகங்களாக உள்ளன. வேதி வினையில் இறுதிக் கூட்டு எலெக்ட்ரான்களுடன் அதற்கு முன்பாக உள்ள *d* உட்கூட்டு எலெக்ட்ரான்களும் பங்கு பெறக் கூடிய ஆற்றல் பெற்றுள்ளன. இக்காரணத்தால் இத்தனிமங்கள், மாறுபடும் இணை திறன் (*variable valency*) பெற்றவைகளாக உள்ளன.

நான்காம் வகைத் தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு $(n-2)\ f^1$, லிருந்து $(n-2)\ f^{14}$, வரையுள்ளதாக இருக்கும். இத்தனிமங்களில் அணு எண், ஏற ஏற, எலெக்ட்ரான்கள் இறுதிக் கூட்டிலிருந்து இரண்டு கூடுகளுக்கு முன்னுள்ள (last but two) கூட்டின் *f* உட்கூட்டில் போய்ச்சேருகின்றன.

இவ்வகைத் தனிமங்கள் **உள் இடை நிலைத் தனிமங்கள் (inner transition elements)** என்று அழைக்கப்படுகின்றன. இவைகள் லாந்தனைடு தொடர், (lanthanides) ஆக்டினைடு தொடர் (actinides) என்ற இரு தொடர்களாக உள்ளன. இவைகள் நீண்ட அட்டவணையின் கீழே இரண்டு தனி வரிசைகளாகக் கொடுக்கப் பட்டுள்ளன. இத்தனிமங்கள், யாவற்றிலும் இறுதிக் கூடும், அதற்கு முன்னுள்ள கூடும் ஒரே விதமான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றிருப்பதால் வேதிப் பண்புகளில் மிக்க ஒற்றுமை காட்டுகின்றன. இவையாவும் இயற்கையில் ஒருங்கே கிடைக்கின்றன. இத்தனிமங்களைத் தனித்தனியே பிரித்து எடுக்க அதன் வேதிப் பண்புகள் பயனளிப்பதில்லை.

லாந்தனைடு தொடரில் ஒரு தனிமத்திலிருந்து அடுத்த தனிமம் செல்லும் பொழுது தனிம அணுக்களின் பருமனளவு சிறிது சிறிதாகக் குறைகின்றது. இதற்கு **லாந்தனைடு குறைவு (lanthanide contraction)** எனப் பெயர். இதன் காரணத்தால் லாந்தனைடு தொடருக்கு, அடுத்துவரும் ஹாஃப்னியம், டான்டலம், டங்ஸ்டன் (*Hf, Ta, W*) என்ற தனிமங்களின் பருமனளவு குறைவாக உள்ளது, இத்தனிமங்களின் பண்புகளில், இப்பருமனளவு குறைவால், குறிப்பிட்ட சில மாறுதல்களைக் காணலாம்.

நீண்ட அட்டவணையும்
தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பும்

'தனிமங்களின் ஆவர்த்தன தன்மை, தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பின் பிரதிபலிப்பு' என்று கூறலாம். ஒரு தனிமத்திலிருந்து அடுத்த தனிமம் செல்லுகையில் அணு எண் ஒரு அலகு ஏறுவதால் கருவில் ஒரு புரோட்டானும், கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான் மண்டலத்தில் ஓர் எலெக்ட்ரானும் சேர்க்கப்படுகின்றன. கருவில் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை அதிகமாக அதிகமாக நியூட்ரான்கள் சேர்க்கப்படுகின்றன. கரு, எடை, நேர்மின் சுமைகளின் எண்ணிக்கை, இவற்றில் சீராக அதிகமாகின்றது, இதே சமயத்தில் எலெக்ட்ரான் மண்டலமும், சில குறிப்பிட்ட விதிகளின்படி வளர்கின்றது.

நீண்ட அட்டவணையில் ஒவ்வொரு வரிசை ஆரம்பத்திலும், ஒரு புது எலெக்ட்ரான் கூடு ஆரம்பமாகின்றது. வரிசையின் முடிவில், இறுதிக் கூட்டில் (முதல் வரிசையைத் தவிர) எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன, அட்டவணையில் வரிசை எண், அந்த வரிசையிலுள்ள தனிம அணுக்களிலுள்ள எலெக்ட்ரான் கூடுகளின் மொத்த எண்ணிக்கையைக் காட்டுகின்றது.

தனிமம்	அணு எண்	K	L		M			N				O				P				Q
		1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s
H	1	1																		
He	2	2																		
Li	3	2	1																	
Be	4	2	2																	
B	5	2	2	1																
C	6	2	2	2																
N	7	2	2	3																
O	8	2	2	4																
F	9	2	2	5																
Ne	10	2	2	6																
Na	11	2	2	6	1															
Mg	12	2	2	6	2															
Al	13	2	2	6	2	1														
Si	14	2	2	6	2	2														
P	15	2	2	6	2	3														
S	16	2	2	6	2	4														
Cl	17	2	2	6	2	5														
A	18	2	2	6	2	6														
K	19	2	2	6	2	6		1												
Ca	20	2	2	6	2	6		2												
Sc	21	2		8	2	6	1	2												
Ti	22	2		8	2	6	2	2												
V	23	2		8	2	6	3	2												
Cr	24	2		8	2	6	5	1												
Mn	25	2		8	2	6	5	2												
Fe	26	2		8	2	6	6	2												
Co	27	2		8	2	6	7	2												
Ni	28	2		8	2	6	8	2												
Cu	29	2		8	2	6	10	1												
Zn	30	2		8	2	6	10	2												
Ga	31	2		8	2	6	10	2	1											
Ge	32	2		8	2	6	10	2	2											
As	33	2		8	2	6	10	2	3											
Se	34	2		8	2	6	10	2	4											
Br	35	2		8	2	6	10	2	5											
Kr	36	2		8	2	6	10	2	6											
Rb	37	2		8	2	6	10	2	6											
Sr	38	2		8	2	6	10	2	6											
Y	39	2		8		18		2	6	1		2								
Zr	40	2		8		18		2	6	2		2								
Nb	41	2		8		18		2	6	4		1								
Mo	42	2		8		18		2	6	5		1								

தனிமம்	அணு எண்	K	L	M	N	O	P	Q
		1	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	5s 5p 5d 5f	6s 6p 6d 6f	7s
Tc	43	2	8	18	2 6 6	1		
Ru	44	2	8	18	2 6 7	1		
Rh	45	2	8	18	2 6 8	1		
Pd	46	2	8	18	2 6 10			
Ag	47	2	8	18	2 6 10	1		
Cd	48	2	8	18	2 6 10	2		
In	49	2	8	18	2 6 10	2 1		
Sn	50	2	8	18	2 6 10	2 2		
Sb	51	2	8	18	2 6 10	2 3		
Te	52	2	8	18	2 6 10	2 4		
I	53	2	8	18	2 6 10	2 5		
Xe	54	2	8	18	2 6 10	2 6		
Cs	55	2	8	18	2 6 10	2 6	1	
Ba	56	2	8	18	2 6 10	2 6	2	
La	57	2	8	18	2 6 10	2 6 1	2	
Ce	58	2	8	18	2 6 10 2	2 6	2	
Pr	59	2	8	18	2 6 10 3	2 6	2	
Nd	60	2	8	18	2 6 10 4	2 6	2	
Pm	61	2	8	18	2 6 10 5	2 6	2	
Sm	62	2	8	18	2 6 10 6	2 6	2	
Eu	63	2	8	18	2 6 10 7	2 6	2	
Gd	64	2	8	18	2 6 10 7	2 6 1	2	
Tb	65	2	8	18	2 6 10 9	2 6	2	
Dy	66	2	8	18	2 6 10 10	2 6	2	
Ho	67	2	8	18	2 6 10 11	2 6	2	
Er	68	2	8	18	2 6 10 12	2 6	2	
Tm	69	2	8	18	2 6 10 13	2 6	2	
Yb	70	2	8	18	2 6 10 14	2 6	2	
Lu	71	2	8	18	2 6 10 14	2 6 1	2	
H*f*	72	2	8	18	2 6 10 14	2 6 2	2	
Ta	73	2	8	18	32	2 6 3	2	
W	74	2	8	18	32	2 6 4	2	
Re	75	2	8	18	32	2 6 5	2	
Os	76	2	8	18	32	2 6 6	2	
Ir	77	2	8	18	32	2 6 9		
Pt	78	2	8	18	32	2 6 9	1	
Au	79	2	8	18	32	2 6 10	1	
Hg	80	2	8	18	32	2 6 10	2	
Tl	81	2	8	18	32	2 6 10	2 1	
Pb	82	2	8	18	32	2 6 10	2 2	
Bi	83	2	8	18	32	2 6 10	2 3	

தனிமம்	அணு எண்	K 1s	L 2s 2p	M 3s 3p 3d	N 4s 4p 3d 4f	O 5s 5p 5d 5f	P 6s 6p 6d 6f	Q 7s
Po	84	2	8	18	32	2 6 10	2 4	
At	85	2	8	18	32	2 6 10	2 5	
Rn	86	2	8	18	32	2 6 10	2 6	
Fr	87	2	8	18	32	2 6 10	2 6	1
Ra	88	2	8	18	32	2 6 10	2 6	2
Ac	89	2	8	18	32	2 6 10	2 6 1	2
Th	90	2	8	18	32	2 6 10	2 6 2	2
Pa	91	2	8	18	32	2 6 10 2	2 6 1	2
U	92	2	8	18	32	2 6 10 3	2 6 1	2
Np	93	2	8	18	32	2 6 10 4	2 6 1	
Pu	94	2	8	18	32	2 6 10 6	2 6	2
Am	95	2	8	18	32	2 6 10 7	2 6	2
Cm	96	2	8	18	32	2 6 10 7	2 6 1	2
Bk	97	2	8	18	32	2 6 10 8	2 6 1	2
Cf	98	2	8	18	32	2 6 10 10	2 6	2
E	99	2	8	18	32	2 6 10 11	2 6	2
Fm	100	2	8	18	32	2 6 10 12	2 6	2
Mv	101	2	8	18	32	2 6 10 13	2 6	2
No	102	2	8	18	32	2 6 10 14	2 6	2
Lw	103	2	8	18	32	2 6 10 14	2 6 1	2

முதல் வரிசையில் இரண்டே தனிமங்கள் உள்ளன. முதல் தனிமமான ஹைட்ரஜன் முதல் பத்தியிலுள்ளது. அத்தனிம அணுவிலுள்ள ஒரு எலெக்ட்ரான் *K* கூட்டின் *s* உட்கூட்டில் அமைகின்றது. அடுத்துவரும் தனிமமான ஹீலியம் 18-வது பத்தியில் வைக்கப்பட்டுள்ளது. முதல்கூடு முற்று பெறுவதால் இது ஒரு மந்த தனிமமாகவுள்ளது.

இரண்டாவது வரிசையில், முதல் தனிமமாக அமைந்துள்ள லித்தியத்தில், *L* கூடு, ஒரு எலெக்ட்ரானைப் பெற்று ஆரம்பம் ஆகின்றது. தொடர்ந்து வரும் தனிமங்களில் *L* கூடு வளர்ந்து நியான் என்ற (அணு எண் 10) தனிமத்தை அடைந்தவுடன் ஒரு முடிவு பெறுகின்றது. *L* கூடு முற்றுப் பெற்ற காரணத்தாலும், எட்டு எலெக்ட்ரான் வெளிக் கூட்டிலிருப்பதாலும் நியான் ஒரு மந்த தனிமாக உள்ளது.

மூன்றாவது வரிசையில், *M* கூடு ஆரம்பமாகி வளர்ந்து, எட்டு எலெக்ட்ரான்களை ஆர்கான் (அணு எண் 18) என்ற தனிமம் வந்தவுடன் பெறுகின்றது. எட்டு எலெக்ட்ரான்களுக்குமேல்

எந்த இறுதிக் கூட்டிலும் இருக்க முடியாதாகையால் இந்த வரிசையும் இத்துடன் முடிவு பெறுகின்றது.

நான்காவது வரிசையில் *N* கூடு ஆரம்பமாகின்றது. *N* கூட்டின் *s* உட்கூடு நிறைவு பெற்றபின் (அணு எண் 20) அடுத்து வரும் தனிமத்தில் *M* கூட்டின் *d* உட்கூட்டில் எலெக்ட்ரான் நுழைகின்றது. இவ்வாறாக தொடர்ந்து பத்து தனிமங்களில் எலெக்ட்ரான்கள் *d* உட்கூட்டிலேயே கூடுகின்றன. தனிம எண் 30ல் (*Zn*) *M* கூட்டின் *d* உட்கூடு முடிவு பெறுகின்றது. தனிம எண் 31லிருந்து எலெக்ட்ரான்கள் *N* கூட்டின் *p* உட்கூட்டில் சேருகின்றன. இறுதிக்கூடு எட்டு எலெக்ட்ரான்களை (ns^2, np^6) கிரிப்டான் (அணு எண் 36) என்ற தனிமம் வந்தவுடன், பெறுகின்றது. கிரிப்டான், நியான், ஆர்கானைப் போலவே ஒரு மந்த தனிமமாக உள்ளது.

ஐந்தாவது வரிசையில் முதல் தனிமமான ரூபீடியத்தில் 'O' கூடு ஆரம்பமாகின்றது. 'O' கூட்டின் *s* உட்கூடு முடிவடைந்த உடன் இட்ரியம் (அணு எண் 39) முதற் கொண்டு *N* கூட்டின் *d* உட்கூடு, வளர ஆரம்பிக்கின்றது. காட்மியம் (அணு எண் 48) வந்தவுடன் *N* கூட்டின், *d* உட்கூடு முடிவடைகின்றது. அடுத்து வரும் தனிமங்களில் 'O' கூட்டின் *p* உட்கூடு வளர ஆரம்பிக்கிறது. இறுதிக் கூட்டில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் (ns^2 np^6) அமைப்பு, ஃஜினான் (அணு எண் 54) என்ற மந்த தனிமத்திலுள்ளது. ஐந்தாவது வரிசையும் இத்துடன் முடிவு பெறுகிறது.

ஆறாவது வரிசையில் *P* கூடு, சீசியம் என்ற தனிமத்தில் ஆரம்பமாகின்றது. *P* கூட்டின் *s* உட்கூடு பேரியம் என்ற தனிமத்தில் முடிவடைகின்றது. அடுத்து வரும் லாந்தனம் என்ற தனிம அணுவில் சேரும் எலெக்ட்ரான் *N* கூட்டிலுள்ள *f* உட்கூட்டை அடைகின்றது. *N* கூட்டிலுள்ள *f* உட்கூட்டின் ஆற்றலும் (energy) 'O' கூட்டிலுள்ள *d* உட்கூட்டின் ஆற்றலும் சமமாக இருப்பதால் இந்த எலெக்ட்ரான் 'O' கூட்டின் *d* உட்கூட்டில் இருப்பதாகவும் கொள்ளலாம். தொடர்ந்து வரும் தனிமங்களில் *N* கூட்டின், *f* உட்கூட்டில் எலெக்ட்ரான்கள் சேர்கின்றன. இவ்வகைத் தனிமங்கள் (அணு எண் 58 முதல் 71 முடிய) நீண்ட அட்டவணையில் ஆறாவது வரிசையில் சேர்க்காமல் அட்டவணைக்குக் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

N கூட்டின் *f* உட்கூடு முற்றுப்பெற்றபின், எலெக்ட்ரான்கள் ஹாஃப்னியம் (அணு எண் 72) முதல் தொடர்ந்து 'O' கூட்டின் *d* உட் கூட்டில் சேர்கின்றன. பாதரஸம் (அணு எண் 80) என்ற

தனிமத்துடன் 'O' கூட்டின் *d* உட்கூடு முடிவு பெறுகின்றது, அடுத்துவரும் தனிமங்களில் *P* கூட்டின் *p* உட்கூடு எலெக்ட்ரான்களைப் பெறுகின்றது இந்த இறுதிக் கூடு ரேடான் என்ற மந்த தனிமம் (அணு எண் 86) வந்தவுடன் எட்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெறுகின்றது. இத்துடன் இந்த வரிசை முடிவு பெறுகின்றது.

ஏழாவது வரிசையில் *Q* கூடு, ஃப்ரான்சியம் என்ற தனிமத்தில் ஆரம்பமாகின்றது. *Q* கூட்டின் *s* உட்கூடு முடிவு அடைந்தவுடன் அடுத்த தனிமமான ஆக்டினியத்தில் சேரும் எலெக்ட்ரான் *P* கூட்டின் *d* உட் கூட்டிலிருக்கிறது. தொடர்ந்து வரும் தனிமங்களில் *P* கூட்டிலுள்ள *d* உட்கூட்டின் ஆற்றலைவிட 'O' கூட்டிலுள்ள *f* உட்கூட்டின் ஆற்றல் சிறிது குறைவாக உள்ளதால் எலெக்ட்ரான்கள் 'O' உட்கூட்டிலுள்ள *f* கூட்டினை அடைகின்றன. இத்தனிமங்களுக்கு 'ஆக்டினைடுகள்' எனப் பெயரிட்டு அட்டவணையின் கீழே இவைகள் கொடுக்கப்பட்டு உள்ளன. ஆகவே நீண்ட அட்டவணையில் ஏழாவது வரிசையில் மூன்று தனிமங்களே இடம் பெறுகின்றன,

நீண்ட அட்டவணையின் சிறப்புகள்

இந்த அட்டவணையில் அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புக் கேற்ப தனிமங்கள் இடம் பெற்றிருக்கின்றன. ஆகவே, இதன் உதவியால் தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற முடியும். அணுவின் பருமனளவு, அணுவின் ஆரம், அயனியாகும் தன்மை, அயனியின் ஆரம், அயனியாக்கும் ஆற்றல், (ionisation potential) எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் போன்ற பல தன்மைகள் எலெக்ட்ரானின் அமைப்பைப் பொறுத்தேயுள்ளன. நீண்ட அட்டவணையின் அமைப்பு, அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பிரதிபலிப்பதால், மற்ற அட்டவணைகளைவிட இதை உபயோகிப்பதன் மூலம் தனிமங்களின் பண்புகள், தனிமங்கள் இடையேயுள்ள ஒற்றுமைகள், வேறுபாடுகள், சேர்மங்களின் பண்புகள் இவற்றை எளிதில் புரிந்து கொள்ளலாம்,

மெண்டலீஃப் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் தனிமங்கள், அவற்றின் அணு எடைகளின் ஏறு வரிசையில் அடுக்கப்பட்டன. நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணையிலும், நீண்ட அட்டவணையிலும், தனிமங்கள் அவற்றின் அணு எண்களின் ஏறு வரிசையில் அடுக்கப்படுகின்றன. ஒரு தனிமத்திலிருந்து அடுத்த தனிமம் செல்லும்பொழுது அதன் கருவில் ஒரு புரோட்டானும், எலெக்ட்ரான் மண்டலத்தில் ஒரு எலெக்ட்ரானும் கூடுகின்றன. கருவில் ஒரு புரோட்டான் சேர்வதால் அதன் மின் சுமை

ஏறுகிறது. கருவை, நிலைத்தன்மை அடையச்செய்ய ஒன்று அல்லது சில நியூட்ரான்கள் அதில் சேர்கின்றன. கருவில், புரோட்டான், நியூட்ரான் அல்லது நியூட்ரான்கள், அதிகரிப்பதால் அணு எடை அதிகமாகின்றது. அணு எடையின் அதிகரிப்பு வேகம் அணு எண் அதிகரிப்பு வேகத்தை விட அதிகமாக உள்ளது. சில தனிமங்களில் **(A, Co, Te, Th)** கனமான ஐசோடோப்புகள் அதிக விகிதத்திலிருப்பதால் அவற்றின் அணு எடை அடுத்துவரும் தனிமங்களை விட அதிகமாக உள்ளன. இக் காரணங்களால், தனிமங்களை, அணு எடை, ஏறுவரிசையில் அடுக்கினாலும், அணு எண் ஏறு வரிசையில் அடுக்கினாலும் பொதுவாக ஒரே மாதிரியான அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன.

நீண்ட அட்டவணையில் தனிமங்களை, உலோகங்கள், அலோகங்கள், உலோகப் போலிகள் என்ற தொகுதிகளாகப் பிரித்துக் காட்டலாம். இதில் ஆவர்த்தன அட்டவணையிலுள்ள எல்லாச்சிறப்பு அம்சங்களும் உள்ளன. மேலும், தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகளையும் இதிலிருந்து அறியக் கூடுமாதலால், நீண்ட அட்டவணை, வேதியியலில் அதிகம் பயன்படுகிறது.

5. ஐசோடோப்புகள்
(Isotopes)

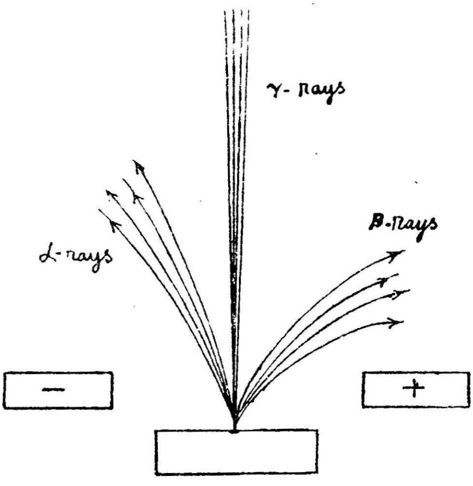
[கதிர் இயக்கம் — α கதிர்கள் — β கதிர்கள் — γ கதிர்கள் — கதிர் இயக்கத்தின் தன்மையும் காரணமும் — செயற்கைக் கதிர் இயக்கம் — கதிர் இயக்கதால் அணு எண்ணில் மாற்றம் — ஐசோடோப்புகள் — சாடியின் இடப் பெயர்ச்சி விதி — ஐசோடோப்புகளின் வகைகள் — ஐசோடோப்புகளைக் கண்டறிதல் — கெய்கர் முல்லர் எண் கருவி — ஆஸ்டனின் நிறை நிரல் வரயி — ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்கும் முறைகள் — வாயுப் பரவல் முறை — வெப்பப் பரவல் முறை — நேர்மின் கதிர் முறை— பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறை—மின் பகுப்பு முறை — ஐசோடோப்புகளின் உபயோகங்கள்.]

கதிர் இயக்கம் (Radioactivity)

1896-ல் ஹென்றி பெக்யூரல் **(Henry Becquerel)** என்பவர் இயற்கையில் கிடைக்கும், யூரேனிய தாதுப் பொருள்கள் சில வற்றிலிருந்து வீசு கதிர்கள் வெளிவருவதைத் தற்செயலாகக் கண்டறிந்தார். இந்த வீசு கதிர்கள் **(Radiation)** கண்ணுக்குத் தெரிவதில்லை. ஆனபோதிலும், இவை ஒளிப்படத்தகடுகளில் **(Photographic plates)** மாறுதலை ஏற்படுத்துகின்றன. இவ்வாறு இயற்கையில் சில பொருள்களிலிருந்து வீசு கதிர்கள் வெளி வருவதை இயற்கைக் கதிர் இயக்கம் **(Natural Radioactivity)** எனக் கூறுகின்றனர்.

வீசு கதிர்களின் பண்புகளை ஆராய, அவற்றின் பாதையின் பக்கத்தில் ஒரு காந்தப் புலம் அல்லது மின் புலம் **(Magnetic or electric field)** அமைத்தனர். கதிர் கற்றைகள் மூன்று வகையாகப்

பிரிந்து, ஒன்று காந்தப்புலம் அல்லது மின் புலத்தால் ஈர்க்கப்பட்டும், மற்றது, விலக்கப்பட்டும், மற்றுமொன்று பாதிக்கப்படாமலும், இருப்பதைக் கண்டனர். இந்தச்சோதனையிலிருந்து கதிர் இயக்கத்தினுல் வரும் வீசு கதிர்களில் நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய கதிர்களும், எதிர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய கதிர்களும், எவ்வித மின் சுமைகளும் இல்லாத கதிர்களும் உள்ளன என்பது தெளிவாயிற்று. இம்மூன்று வகைக் கதிர்கள் முறையே, α கதிர்கள், β கதிர்கள், γ கதிர்கள் என அழைக்கப்படலாயின. மேலும், பல சோதனைகள் செய்து இக் கதிர்களின் பண்புகள் யாவும் அறியப்பட்டன.



படம் 35.

α—கதிர்கள் (Alpha rays)

இயற்கைக் கதிர் இயக்கத்தில் வெளிவரும் வீசு கதிர்களில் இவைகள் இருக்கின்றன. வெளி மின் புலத்தினுல் இவ்வகைக் கதிர்கள் மாறும் திசையிலிருந்து இவை நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய கதிர்கள் என அறிகிறோம். உண்மையில் இக்கதிர்கள் பல துகள்களால் ஆனவை. ஒவ்வொரு துகளும், ஹைட்ரஜன் அணுவைப்போல் நான்குமடங்கு கனமுடையதாயும், இரண்டு அலகு நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கியும் உள்ளன. ஆகவே, இது இரண்டு புரோட்டான்களும், இரண்டு நியூட்ரான்களும் கொண்டுள்ள துகளாக அமைந்துள்ளது. இந்த அமைப்பே ஹீலியம் வாயு அணுக்களின் உட்கருவின் அமைப்பாகும். இத்துகள்கள்

அடங்கிய கதிர் கற்றை, இயற்கைக் கதிர் இயக்கப் பொருள்களி லிருந்து மிகுந்த வேகத்தில் வெளிவருகின்றது. கிட்டத்தட்ட இந்த வேகம் ஒளியின் வேகத்தில் $\frac{1}{10}$ பாகமாகும். இக் கதிர்கள், எளிதில் பல பொருட்களின் வழியாக ஊடுருவிச் செல்லக் கூடியவை. இவை ஒரு வாயுவின் வழியாகச் செல்லும் பொழுது, வாயுவை அயனிகளாக ஆக்குவதால், இக் கதிர்களைச் சுற்றியுள்ள வாயு, மின்கடத்தும் தன்மையைப் பெறுகின்றது. இக் கதிர்கள், கண்ணுக்குப் புலப்படாவிட்டாலும், துத்தநாக சல்ஃபைடு **(Zinc sulphide)** தடவிய ஒரு தகட்டின் மேல் இவை விழுந்தால் அந்த இடம் ஒளிர்வு **(Luminous)** உடையதாக மாறுகின்றது.

β. கதிர்கள் (Beta rays)

வீசு கதிர்களில் ஒரு பகுதியாக இக் கதிர்கள் உள்ளன. மின் புலத்தினுல் இவ்வகைக் கதிர்கள் மாறும் திசையிலிருந்து, இக் கதிர்கள் எதிர் மின் சுமைகளைத் தாங்கிய துகள்களால் ஆனவை என அறிகிறோம். ஒவ்வொரு துகளும் எடையில் மிகக் குறை வாகவும் ஓர் எதிர் மின் சுமையையும் பெற்றுள்ளது. இவை காத்தோடு கதிர்களை ஒத்துள்ளதால், இக்கதிர்களிலுள்ள துகள்கள் யாவும் எலெக்ட்ரான்களாகக் கொள்ளலாம். இந்தக் கதிர் கற்றையும் கதிர் இயக்கப் பொருளிலிருந்து மிகுந்த வேகத்தில் வெளிவருகின்றது. இதன் வேகம் ஒளியின் வேகத்திற்கு ஒப்பிடக் கூடியது. எளிதில் பல பொருள்களில் ஊடுருவிச் செல்லக்கூடிய தன்மை வாய்ந்தது. ஆனல், துத்தநாக சல்ஃபைடு தடவிய பரப்பில் ஒளிர்வை உண்டாக்குவதிலும், தான் செல்லும் பாதையை அயனி மயமாக்கும் சக்தியிலும் ஆல்ஃபா கதிர்களின் சக்தியைவிடக் குறைவாகவே யுள்ளது. கதிர்கள் புற மின்புலம், அல்லது காந்தப் புலத்தின் சக்தியினுல் ஆல்ஃபா கதிர்களுக்கு நேர் எதிர் திசையில் மிக அதிகமாகவும், எளிதாகவும், தாங்கள் செல்லும் பாதையிலிருந்து விலகுகின்றன.

γ. கதிர்கள் (Gamma rays)

இயற்கைக் கதிர் இயக்கத்தில் வெளிவரும் வீசு கதிர்களின் இப்பகுதி காந்த, மின் புலங்களினுல் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆகவே, இக் கதிர்களில் மின் சுமைகளைத் தாங்கிய துகள்கள் இல்லை என்பது புலனுகின்றது. இவற்றின் வேகம் ஒளியின் வேகத்திற்கு ஒப்பிடக் கூடியதாக உள்ளது. பொருள்களை ஊடுருவிச் செல்லும் சக்தி மிக அதிகமாகக் காணப்படுகின்றது. ஆனபோதிலும், தாங்கள் செல்லும் பாதையை அயனியாக்கும்

தன்மையிலும், துத்தநாக சல்ஃபைடு தடவிய பரப்பை ஒளிரச் செய்யும் சக்தியிலும் மிகச் சக்தி குறைந்தனவாகவேயுள்ளன. இக்கதிர்களை X—கதிர்களுக்கு ஒப்பிடலாம். இவற்றின் பண்பு களிலிருந்து, இவற்றை மின் காந்த அலைகளாகவும் (electro magnetic waves) ஆற்றல் நுண் துகள்களாகவும் (energy packets) கருதலாம்.

கதிர் இயக்கத்தின் தன்மையும், காரணமும்

இயற்கையில் கதிர் இயக்கம் ஏற்படுவது முதன்முதலில் யூரேனிய கனிமப் பொருள்களில்தான் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. நாளடைவில் இயற்கையில் கிடைக்கும் பல பொருட்களில் கதிர் இயக்கம் இருப்பதைக் கண்டனர். பொதுவாக அணு எண் 83ஐக் கடந்த எல்லாத் தனிமங்களிலும் கதிர் இயக்கம் காணப்படுகின்றது. இயற்கைக் கதிர் இயக்கத்தை ஆரம்பிக்கவோ, அதன் வேகத்தை மாற்றவோ, கட்டுப்படுத்தவோ, நிறுத்தவோ முடியாது. ஆகவே, இந்த வினையை முற்றிலும் வேதி வினையிலிருந்து மாறு பட்டதாகக் கருதவேண்டும். வேதி வினை, பல வகை அணுக்களின் வெளிப்புறத்திலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் மாறி அமைவதால் ஏற்படும் நிகழ்ச்சியாகும். கதிர் இயக்கம் ஓர் அணு தன்நிலையற்ற தன்மையினால், சிதைவுறும் நிகழ்ச்சியாகும்.

ஒவ்வோர் அணுவிலும் ஓர் உட்கருவும், அந்த உட்கருவில் புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும் உள்ளன என்பதை அறிவோம். புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கைக்குத் தகுந்தாற் போல், ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அமைந்தால், அந்த உட்கரு ஒரு நிலையான நிலையி லுள்ளது. எக்காரணத்தினாலாவது அந்தக் குறிப்பிட்ட விகிதத் திற்குச், சற்று அதிகமாகவோ, குறைவாகவோ நியூட்ரான் களின் எண்ணிக்கை இருக்குமானால், அணுவின் உட்கரு ஒரு நிலையற்ற தன்மையை அடைகின்றது. நிலைமைத் தன்மை பொருந்திய புரோட்டான், நியூட்ரான் விகிதத்தை அடையும் பொருட்டு, கதிர் இயக்க நிகழ்ச்சி நடைபெறுகின்றது. கதிர் இயக்கம், அணுவின் உட்கரு சிதைவதால் ஏற்படும் நிகழ்ச்சி என ஒத்துக்கொண்டால், எவ்வாறு உட்கருவிலிருந்து α, β, r, கதிர்கள் வெளிவருகின்றன என்பதை விளக்கவேண்டியது அவசியமாகின்றது.

உட்கருவில் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை, குறிப்பிட்ட விகிதத்திற்கு அதிகமாக இருப்பின் α துகள் வெளியேறி உட் கருவில் புரோட்டான் விகிதத்தைக் குறையச் செய்யும்.

உட்கருவில் புரோட்டான்களும் நியூட்ரான்களும் உள்ளதால், இரண்டு புரோட்டான்களும், இரண்டு நியூட்ரான்களும் சேர்ந்து ஒரு நுண்துகளாக (α துகள்) வெளியேறும். பொதுவாகப் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கைக்கு இரட்டிப்பு மடங்குக்குமேல் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையிருக்குமாதலால், ஒரு α துகள் வெளியேறுவதால் உட்கருவின் புரோட்டான் நியூட்ரான் விகிதத்தில், புரோட்டான் விகிதம் குறைவதற்கு ஏதுவாகின்றது.

கதிர் இயக்கம், உட்கரு சிதைவால் ஏற்படுகின்றதென்பதால், β துகள்கள் வெளிவருவதையும் விளக்கவேண்டும். β துகள்களை, எலெக்ட்ரான்களாகக் கருதவேண்டுமென்று அறிந்தோம், உட்கருவிலிருந்து எவ்வாறு எலெக்ட்ரான்கள் வெளிவருகின்றன என்பதைப் பார்ப்போம். உட்கருவில், முக்கியமாகப் புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களுமே உள்ளன. எலெக்ட்ரான் கீழ்க்காணும் சமன்பாடின்படி ஒரு நியூட்ரான் சிதைவதால் ஏற்பட வழியுண்டு.

நியூட்ரான் $\rightarrow$ புரோட்டான் + எலெக்ட்ரான்.

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள சமன்பாடு முற்றிலும் உண்மை நிலையைக் குறிக்காவிடினும், எலெக்ட்ரான் எவ்வாறு நியூட்ரான் சிதைவால் உண்டாக முடியும் என்பதை விளக்குகின்றது. ஓர் உட்கருவில் நியூட்ரான் எண்ணிக்கை, குறிப்பிட்ட விகிதத்திற்கு மேல் இருக்குமானல், ஒரு நியூட்ரான் சிதைந்து, எலெக்ட்ரானை வெளியேறச் செய்து, ஒரு புரோட்டானின் எண்ணிக்கையை அதிகரிக்கும்படிச் செய்ய முடியுமென்ருகிறது. இவ்வாருகக் கதிர் இயக்கத்தில் ஒரு β துகள் வெளியேறும் பொழுது நியூட்ரான் எண்ணிக்கை குறைந்து, புரோட்டான் எண்ணிக்கை அதிகமாவதற்கு ஏதுவாகின்றது.

காமா கதிர்கள், ஆற்றல் பொட்டலங்களாகக் (**Energy packets**) கருதப்படுகின்றன. கதிர் இயக்கத்தில் உட்கருவிலிருந்து புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும், ஆல்ஃபா துகள்களாக வெளியேறுவதாலும், நியூட்ரான்கள் சிதைந்து பீட்டா துகள்களாக வெளியேறுவதாலும், நியூட்ரான், புரோட்டான் இவற்றை இணைக்க உபயோகப்படுத்தப்பட்ட ஆற்றல், மின் காந்த அலைகள் அல்லது ஆற்றல் பொட்டலங்களாக வெளியேறுகின்றது.

தனிமங்களின் நிலையான ஐசோடோப்புகள்

தனிமம்	அணு எண்	ஐசோடோப்புகளின் நிறை எண்கள் (கிடைக்கும் அளவு வரிசையில்)
H	1	1, 2
He	2	4, 3
Li	3	7, 6
Be	4	9
B	5	11, 10
C	6	12, 13
N	7	14, 15
O	8	16, 18, 17
F	9	19
Ne	10	20, 22, 21
Na	11	23
Mg	12	24, 25, 26
Al	13	27
Si	14	28, 29, 30
P	15	31
S	16	32, 34, 33
Cl	17	35, 37
A	18	40, 36, 38

தனிமம்	அணு எண்	ஐசோடோப்புகளின் நிறை எண்கள் (கிடைக்கும் அளவு வரிசையில்)
K	19	39, 41, 40
Ca	20	40, 44, 42, 43, 48, 46
Sc	21	45
Ti	22	48, 46, 47, 50, 49
V	23	51, 50
Cr	24	52, 53, 50, 54
Mn	25	55
Fe	26	56, 54, 57, 58
Co	27	59
Ni	28	58, 60, 62, 61, 64
Cu	29	63, 65
Zn	30	64, 66, 68, 67, 70
Ga	31	69, 71
Ge	32	74, 72, 70, 73, 76
As	33	75
Se	34	80, 78, 76, 82, 77, 74
Br	35	79, 81
K	36	84, 86, 82, 83, 80, 78
Rb	37	85, 87

MADRAS

தனிமம்	அணு எண்	ஐசோடோப்புகளின் நிறை எண்கள் (கிடைக்கும் அளவு வரிசையில்)
Sr	38	88, 86, 87, 84
Y	39	89
Zr	40	90, 92, 94, 91, 96
Nb	41	93
Mo	42	98, 96, 95, 92, 97, 94, 100
Te	43	இல்லை
Ru	44	102, 104, 101, 88, 100, 96, 98
Rh	45	103
Pd	46	106, 108, 105, 110, 104, 102
Ag	47	107, 109
Cd	48	114, 112, 110, 111, 113, 116, 106, 108
Ir	49	115, 113
Sn	50	120, 118, 116, 119, 117, 124, 122, 112, 114, 115.
Sb	51	121, 123
Te	52	130, 128, 126, 125, 124, 122, 123, 120
I	53	127
Xe	54	129, 132, 131, 134, 136, 130, 128, 126, 124
Cs	55	133
Ba	56	138, 137, 136, 135, 134, 130, 132

தனிமம்	அணு எண்	ஐசோடோப்புகளின் நிறை எண்கள் (கிடைக்கும் அளவு வரிசையில்)
La	57	139
Ce	58	140, 142, 138, 136
Pr	59	141
Nd	60	142, 144, 146, 143, 145, 148, 150
Pm	61	இல்லை
Sm	62	152, 154, 147, 149, 148, 150, 144
Eu	63	151, 153
Gd	64	158, 160, 156, 157, 155, 154, 152
Tb	65	159
Dy	66	164, 162, 163, 161, 160, 158, 156
Ho	67	165
Er	68	166, 168, 167, 170, 164, 162
Tm	69	169
Tb	70	174, 172, 173, 171, 176, 170, 168
Lu	71	175, 176
Hf	72	180, 178, 177, 179, 176, 174
Ta	73	181
W	74	184, 186, 182, 183, 180
Re	75	187, 185
Os	76	192, 190, 189, 186, 187, 184

தனிமம்	அணு எண்	ஐசோடோப்புகளின் நிறை எண்கள் (கிடைக்கும் அளவு வரிசையில்)
Ir	77	193, 191
Pt	78	195, 194, 196, 195, 192
Au	79	197
Hg	80	202, 200, 199, 201, 198, 204, 196
Ti	81	205, 203
Pb	82	208, 206, 207, 204
Bi	83	209
Po	84	210, 211, 212
At	85	208, 210, 215, 216
Rn	86	218, 219, 220, 222
Fr	87	222, 223
Ra	88	222, 226, 227, 229
Ac	89	226, 229, 230
Th	90	230, 231, 234
Pa	91	228, 229, 234
U	92	232, 235, 238, 240

இவ்வாறாக கதிர் இயக்கத்தில் வெளிவருகின்ற வீசு கதிர்கள் அனைத்தையும், உட்கருவின் அமைப்பிலிருந்தும், அது சிதைவதால் ஏற்படக்கூடிய மாறுதல்களிலிருந்தும் எளிதில் விளக்க முடிகின்றது. ஆகவே, கதிர் இயக்கம், உட்கரு சிதைவதால் ஏற்படும் நிகழ்ச்சியென்று தெளிவாகத் தெரிகின்றது.

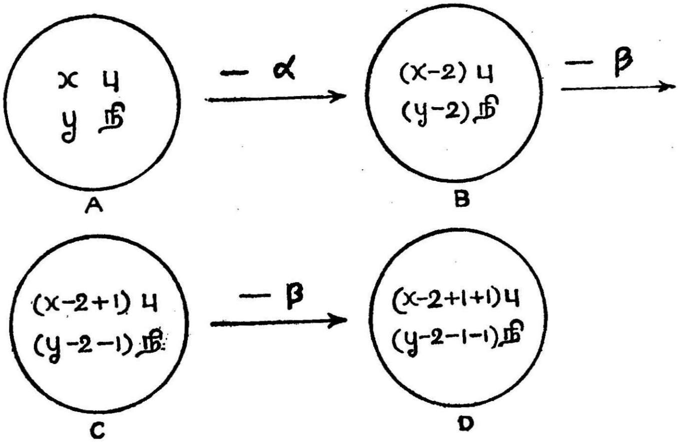
செயற்கைக் கதிர் இயக்கம்
(Artificial Radioactivity)

இயற்கைக் கதிர் இயக்கம் ஏற்பட, நிலையற்ற உட்கருவே காரணம் எனக் கண்டோம். உட்கரு நிலையற்று இருப்பதற்குக் காரணம், அந்த உட்கருவில் அமைந்துள்ள புரோட்டான் நியூட்ரான்களின் விகிதம் ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் அமையாமல் மாறுபட்டிருப்பதுதான் என்றும் அறிந்தோம். நிலையான அணுவின் உட்கருவில், புரோட்டான் நியூட்ரான் விகிதம் எந்த விகிதத்தில் இருக்கவேண்டுமோ அதே அளவில் உள்ளது. உட்கருவினுள், புரோட்டான் அல்லது நியூட்ரானைப் புகுத்துவதன் மூலம் குறிப்பிட்ட நிலையான விகிதம் மாறும்படிச் செய்யலாம். அவ்வாறு செய்தால் உட்கரு, நிலையான தன்மையை இழந்து ஒரு நிலையற்ற தன்மையை அடையும். மீண்டும் நிலையான தன்மையை அடைய, அந்த அணு, வீசு கதிர்களை வெளியிடும். இவ்வாறாக ஒரு நிலையுள்ள அணுவைக் கதிர் இயக்க அணுவாக மாற்றிக் கிடைக்கும் கதிர் இயக்கத்திற்கு, செயற்கைக் கதிர் இயக்கம் அல்லது தூண்டப்பட்ட கதிர் இயக்கம் (induced radioactivity) என்று பெயர்.

கதிர் இயக்கத்தினால் அணு எண்ணில் மாற்றம்

ஓர் அணுவின் உட்கருவிலிருந்து ஓர் ஆல்ஃபா துகள் வெளிவருவதால் உட்கரு இரண்டு புரோட்டான்களையும், இரண்டு நியூட்ரான்களையும் இழக்கின்றது. இதனால் அதன் அணு எண்ணின் மதிப்பு இரண்டும், அணு எடை நான்கும் குறைகின்றன. ஆல்ஃபா துகளை இழந்த அணு, கதிர் இயக்கத்தினால் மீண்டும் ஒரு பீட்டா துகளை இழப்பதாகக் கொள்வோம். ஒரு பீட்டா துகள் வெளிவர உட் கருவிலுள்ள ஒரு நியூட்ரான், புரோட்டானாகவும், எலெக்ட்ரானாகவும் மாறுகின்றது. உட்கருவில் ஒரு நியூட்ரானுக்குப் பதிலாக, இப்போது ஒரு புரோட்டானுள்ளது. ஆகவே, பீட்டா துகள் வெளிவரும் நிகழ்ச்சியால் அணு எடையில் எவ்விதமாறுதலும் ஏற்படாமல், அணு எண்ணில் மட்டும் ஓர் எண்ணிக்கை அதிகமாகின்றது. அதே அணு

மீண்டும் ஒரு பீட்டா துகளை இழக்க நேரிட்டால், மேலே விவரித்த தொடர்ச்சியான நிகழ்ச்சிகளால் மீண்டும் அணு எண்ணில் மட்டும் ஓர் எண்ணிக்கை அதிகமாகின்றது. இந்த நிலையில் அந்த அணு ஆரம்பத்தில் இருந்த அணு எண்ணையும், ஆனால் அணு எடையில் நான்கு அலகுகள் குறைவாகவும் உள்ள அணுவாக மாறுகின்றது.



(A) அணு எண் = x
அணு எடை = (x+y)

(B) அணு எண் = (x − 2)
அணு எடை = (x−2) + (y—2)
= (x+y) — 4

(C) அணு எண் = x—2+1
= x—1
அணு எடை = (x+y)—4

(D) அணு எண் = x
அணு எடை = (x+y) —4

படம் 36.

மேலே குறிப்பிட்ட படத்தில் *A* என்ற உட்கரு, ஓர் ஆல்ஃபா துகளை இழந்து *B* உட்கருவாகவும், மீண்டும், தொடர்ந்து இரண்டு பீட்டா துகள்களை இழந்து முறையே *C*, *D* உட்கருக்களாகவும் மாறுகின்றது. *A* உட்கருவும், *D* உட்கருவும் ஒரே அணு எண்ணையுடையனவாயும் வெவ்வேறு அணு எடைகளை உடையனவாயும் இருக்கின்றன. *A*, *D* என்ற இரு உட்கருக்களும் ஒரே அணு எண்ணைப் பெற்றிருப்பதால் அவைகளை ஒரே தனிம அணுக்களின் உட்கருக்களாகக் கருதவேண்டும்.

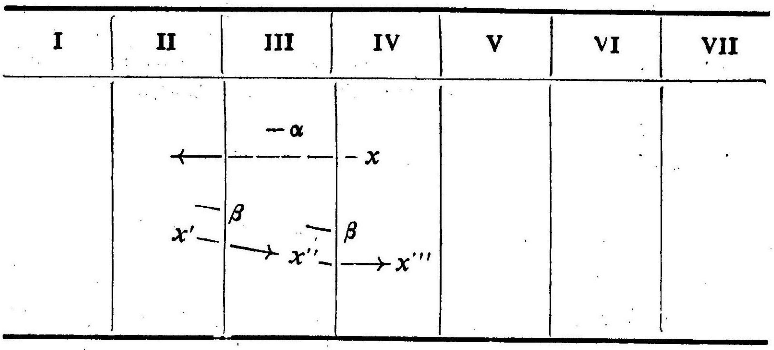
ஐசோடோப்புகள்

'ஒரு தனிமத்தின் அணுக்கள், அணு எடையில் மட்டும் மாறுபட்டு அணு எண்ணில் மாறுபடாமலிருந்தால் அவற்றிற்கு

ஐசோடோப்புகள்' என்று பெயர். அணுக்களின் அணு எண் ஒன்றாக இருப்பதால் அவற்றின் உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை ஒன்றாகவேயிருக்கும். உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையும், கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் சமமாதலால் இந்த அணுக்களில் உட்கருவைச் சுற்றியுள்ள எண்ணிக்கையும் சமமாக இருக்கும். ஒரு குறிப்பிட்ட எலெக்ட்ரான் எண்ணிக்கையைக் கொண்ட அணுக்களின் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு ஒன்றாகவேயிருக்கும். எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பே பௌதிக, வேதிப் பண்புகளைக் கட்டுப்படுத்துகின்றது. ஆகவே, அந்த அணுக்கள் ஒரே தனிமத்தின் அணுக்களாகத்தான் இருக்க முடியும்.

சாடியின் இடப் பெயர்ச்சி விதி
(Soddy's displacement law)

ஐசோடோப்புகள் என்றால் ஒரே இடத்தில் இருப்பவை, (**iso** = ஒரே, **tope** = இடம்) எனப் பொருள்படும். ஒரு தனிமத்தின் அணுக்களின் எடையில் மட்டும் வித்தியாசம் இருந்து, அணு எண் ஒன்றாக இருப்பின் அவற்றைத் தனிம ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஒரே இடத்தில்தான் வைக்க வேண்டும். சாடி என்பவர் எவ்வாறு ஒரு தனிமம் ஆல்ஃபா, பீட்டா துகள்களை வெளியிடும் பொழுது இடம் பெயர்கின்ற தென்பதை ஒரு விதியின் மூலம் விளக்கினார். அதையே, சாடியின் இடப் பெயர்ச்சி விதியென்று அழைக்கிறோம்.



நான்காவது பத்தியிலுள்ள x என்ற தனிமத்தின் அணு, ஓர் ஆல்ஃபா துகளை இழப்பதன் மூலம் x' என்ற 'மகள் தனிமமாக' (**daughter element**) மாறுகின்றது. இந்த x' தொடர்ச்சியாக இரண்டு பீட்டா துகள்களை இழந்து முறையே x'' x''' மகள்

தனிமங்களாக மாறுகின்றது. xம், x'''ம், ஐசோடோப்புகளாகும். அவற்றின் அணு எண் ஒன்றாகவும், அணு எடையில் நான்கு அலகுகள் வித்தியாசமாகவும் இருக்கும். இவ்வாறு ஓர் அணு ஆல்ஃபா துகளை இழப்பதால் இரண்டு இடம் வலப்புறம் நகருவதும்; தொடர்ந்து இரண்டு பீட்டா துகள்களை இழக்கும் பொழுது இடப்புறம் ஒவ்வொரு பத்தியாக மாறிவரும் ஒழுங்கைக் குறிப்பதே இடப் பெயர்ச்சி விதியாகும். இதனால் கதிர் இயக்கத் தனிமங்களின் அணுக்கள் ஐசோடோப்புகளாக அமைவதை எளிதில் விளக்க முடியும். இயற்கையில் இருக்கும் பல தனிமங்கள் ஐசோடோப்புகளின் சேர்க்கைகளாகவே யுள்ளன. உண்மையில் ஐசோடோப்புகள் இல்லாமல் சில குறிப்பிட்ட தனிமங்களே தனித் தனிமங்களாக விளங்குகின்றன. பொதுவாகத் தனிமங்களின் அணு எடை முழு எண்ணுகை இல்லாமல், பின்னங்களாக அமைவதற்குக் காரணமும், தனிமங்களின் அணுக்கள், ஐசோடோப்புகளின் தொகுதியாக இருப்பதேயாகும். பெரும்பாலும் இயற்கையில் ஒரு தனிமத்தை எவ்வகையில் பிரித்தெடுத்தாலும், ஒரே விதமான ஐசோடோப்புகள் ஒரே விகிதத்தில் கலந்துள்ள கோவையாகவே காணப்படுகின்றது. இவ்விதக் கண்டறிதலுக்கு விதிவிலக்குகள் பல உள்ளன.

ஐசோடோப்புகளின் வகைகள்

பல தனிமங்கள் ஐசோடோப்புகளின் கலவைகளாகவே கிடைக்கின்றன. ஐசோடோப்புகளை (1) நிலையான ஐசோடோப்புகளென்றும், (2) கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளென்றும் இரண்டு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். நிலையான ஐசோடோப்புகளில் கதிர் இயக்கமின்றி அணுக்கள் யாவும் நிலையாக உள்ளன. கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகள், தொடர்ந்து வீசு கதிர்களை உதிர்த்து, அணுக்களின் அமைப்பில் தொடர்ச்சியாக மாறுதல் அடைந்து கொண்டிருக்கின்றன.

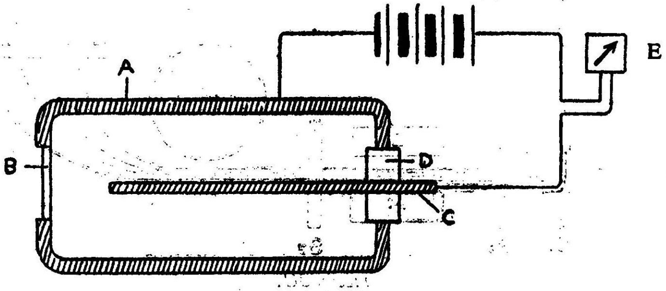
ஐசோடோப்புகளைக் கண்டறிதல்

கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளைக் கண்டறிய கதிர் இயக்கம் இருப்பதைக் கண்டறிந்தால் போதும். கதிர் இயக்கமிருப்பின் வீசு கதிர்கள் தொடர்ச்சியாக வெளிவந்து கொண்டிருக்கும். வீசு கதிர்களின் ஒரு பகுதியான ஆல்ஃபா கதிர்கள் எளிதில் அவை செல்லும் பாதையை அயனியாக்கும் ஆற்றல் பெற்றவை. இந்தப் பண்பைக் கொண்டு எளிதில் கதிர் இயக்கம் இருப்பதைக் கண்டறிய முடியும்.

கெய்கர் முல்லர் எண் கருவி (Geiger Muller Counter)

இக்கருவி, கதிர் இயக்கத்தைக் கண்டறியவும், அளக்கவும் பயன்படுகிறது.

இக்கருவியில் A என்ற உலோகக் குழலில் ஒருபுறம் B என்ற மைக்கா ஜன்னலும் மற்றொரு புறத்தில் C என்ற உலோகத் தண்டும், A குழலிலிருந்து D என்ற மின் அரிதில் கடத்தும் பொருள்களினால் பிரிக்கப்பட்டு A குழலினுள் பொருத்தப்பட்டுள்ளன. Aயும், Cயும் ஓர் எண்கருவி E வழியாக (counter) பாட்டரிகளுடன் தொடர் அடுக்கு முறையில் (series) இணைக்கப்பட்டுள்ளன. Aக்கும், Cக்கும் இடையில் குறைந்த அழுத்தத்தில்



படம் 37.

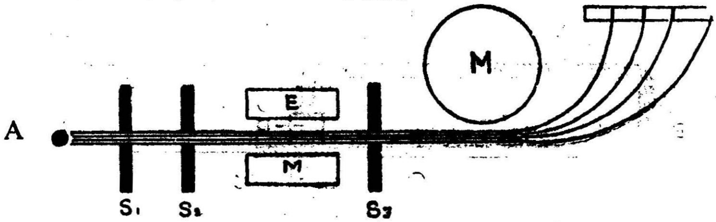
காற்றுள்ளது. காற்று ஒரு மின் அரிதில் கடத்தியாக இருப்பதால் மின்சாரம் எண்கருவியில் பாய்வதில்லை. ஒரு கதிர் இயக்கப் பொருளை இக்கருவியின் B என்ற மைக்கா ஜன்னலுக்கு அருகில் கொண்டு வந்தால் வீசு கதிர்கள் மைக்கா ஜன்னல் வழியாக உட்சென்று Aக்கும் Cக்கும் இடையேயுள்ள காற்று மண்டலத்தை, அயனிகள் நிறைந்த மண்டலமாக மாற்றுகின்றன. இப்பொழுது மின்சாரம் Aயிலிருந்து Cக்கு எளிதில் கடத்தப்படுவதால் தொடர் மின் இணைப்பிலுள்ள எண் கருவியில் மின்சாரம் பாய்கின்றது. கதிர் இயக்கத்தின் அளவுக்குத் தக்கவாறு எண் கருவியில் மின்சாரம் செல்கின்றது. எனவே, இக்கருவியின் உதவியால் ஒரு பொருளில் கதிர் இயக்கம் இருப்பதையும், அதன் அளவையும் அறிய முடிகிறது. கதிர் இயக்கமிருப்பின் கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புக்கள் உள்ளன என்பதை அறிகின்றோம்.

ஆஸ்டனின் நிறை நிரல் வரையி (Aston's Mass spectrograph)

இம்முறையில் நிலையுள்ள ஐசோடோப்புகளின் கலவைகளையும், கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளின் கலவைகளையும்

எளிதில் கண்டுபிடிக்க முடியும். மேலும் ஒரு தனிமத்திலுள்ள ஐசோடோப்புகளின் வகைகளையும், அவைகளின் நிறைகளையும், கலவையில் எத்தனை சதவீதம் ஒரு குறிப்பிட்டவகை ஐசோடோப்பு உள்ளதென்றும் தெளிவாக அறிய முடிகின்றது.

இக்கருவியில் ஆய்வுக்கு எடுத்துக்கொண்ட பொருளை நேர்மின் கதிர்களாக (positive rays) மாற்றி, அவற்றின் வேகத்தை முடுக்கி, அதன் பாதையில் ஒரு காந்தப் புலத்தை அமைத்து, ஐசோடோப்புக்களின் நிறைகளுக்குத் தகுந்தவாறு நேர்மின் கதிர்களின் திசையைத் திருப்பித் தகுந்த இடத்தில் ஓர் ஒளிப்படத் தகட்டை அமைத்து, அதில் நேர்மின் கதிர்களை விழச்செய்யலாம்.

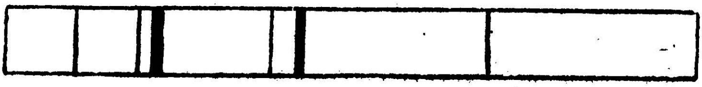


படம் 38.

A என்ற இடத்தில். ஏதாவது ஒரு முறையில், ஆய்வுக்கு எடுத்துக் கொண்ட பொருள் நேர்மின் கதிர்களாக மாற்றப் படுகின்றது. நேர்மின் கதிர்கள் S_1, S_2, என்ற இரு துவாரங்களின் வழியாக வெளி வரும்பொழுது அவை ஒரு போகக்கதிர்களாக அமைகின்றன. இந்த ஒரு போகக்கதிர்களின் இரு பக்கங்களிலும், குறிப்பிட்ட அளவு, மின்புலத்தையும், காந்தப் புலத்தையும் ஏற்படுத்துகின்றனர். இம்மாதிரியான அமைப்புக்கு நேர்வேகக் குவியச் செய்தல், (Velocity focusing) என்று பெயர்.

ஒரு குறிப்பிட்ட மின் காந்தப் புலன்களுக்கிடையே நேர்மின் கதிர்கள் செல்லும் பொழுது. (1) நேர்மின் கதிர்களிலுள்ள எல்லாத்துகள்களின் நேர்வேகம் சமமாகவும் (2) துகள்களின் நேர்வேகம் முடுக்கப்பட்டும், இரண்டு வித மாறுதல்கள் அடைகின்றன. ஆகவே நேர்மின் கதிர்களிலுள்ள துகள்கள் யாவும் அதிகமாக முடுக்கப்பட்ட ஒரே நேர்வேகத்துடன் S_3 என்ற துவாரத்தின் வழியாக வெளியேறுகின்றன. வெளிவரும் நேர்மின் கதிர்களுக்குச் செங்கோணத்தில் மிகுந்த சக்திவாய்ந்த (*M*) காந்தப் புலத்தை அமைக்கின்றனர். நேர்மின் கதிர்களிலுள்ள துகள்கள் யாவும் ஒரே நேர் வேகத்தைப் பெற்றிருப்பினும்,

அவற்றின் நிறைகளில் மாறுதலிருப்பதால் அவற்றின் உந்தங்கள் (Momentums) வெவ்வேருக உள்ளன. துகள்களின் உந்தத்திற்குத் தக்கவாறு அவற்றின் திசைகள், காந்தப் புலத்தால், திருப்பப் படுகின்றன. ஒரு குறிப்பிட்ட இடத்தில் ஓர் ஒளிப்படத் தகட்டை வைத்தால் அந்தத் தகட்டில், ஒரே நிறையுள்ள ஐசோடோப்புகள் யாவும், ஒரே இடத்தில் விழுகின்றன. ஒளிப் படத் தகட்டைத் தகுந்த முறையில் பதம் செய்து ஆராய்ந்தால் அதில் பல கோடுகள் காணப்படுகின்றன. நேர்மின் கதிர் களிலுள்ள துகள்களின் நிறை வித்தியாசத்தால் ஒரு நிற மாலே வரையியையொத்த வரையி கிடைக்கின்றது. இதிலுள்ள கோடுகள் ஐசோடோப்புகளின் நிறைகளுக்கேற்ப அமைவதால், இதனை ஒரு நிறை நிரல் வரையி (Mass spectrograph) என்று அழைக்கிறோம்.



நிறை நிரல் வரையி

படம் 39.

ஒளிப்படத் தகட்டில் எத்தனைக் கோடுகள் உள்ளனவோ அத்தனை வகை ஐசோடோப்புகள் பொருளில் உள்ளதாகக் கொள்ளவேண்டும். கோட்டின் செறிவிலிருந்து (intensity) ஒவ்வொரு ஐசோடோப்பின் சதவீதத்தையும் கணக்கிடலாம். ஒரு பொருளின் நிறை நிரல் வரையியை, ஓர் அளவறி நிறைநிரல் வரையியுடன் (Standard mass spectrograph) ஒப்பிட்டுப் பார்த்து, கோடுகள் இருக்கும் இடத்தைக் கொண்டு ஐசோடோப்புகளின் நிறைகளை அறியலாம். ஐசோடோப்புகளின் எண்ணிக்கை, சதவீதம், நிறை, இவையாவும் தெரிந்தவுடன் எளிதில் அந்தத் தனிமத்தின் அணு எடையைக் கணக்கிடலாம். இம் முறையில் மிகத்துல்லியமாகத் தனிமத்தின் அணு எடையை அறிய முடியும்.

மாதிரிக் கணக்கு

ஒரு தனிமத்தின் நிறை நிரல் வரையியில் இரண்டு கோடுகள் இருந்தன. ஒரு கோடு 35 நிறைக்கும் மற்றொரு கோடு 37 நிறைக்கும் பொருந்துவதாக இருந்தன. அவற்றின் செறிவி லிருந்து முதல் கோட்டுக்கான ஐசோடோப்பு 77 சதவீத மிருப்பின் அந்தத் தனிமத்தின் அணு எடையைத் துல்லியமாகக் கணக்கிடு.

(a) நிறை நிரல் வரையியில் இரண்டு கோடுகளிருப்பதால் தனிமத்தில் இரண்டு ஐசோடோப்புகள் கலந்துள்ளன.

(b) முதல் ஐசோடோப்பின் நிறை எண் = 35.
இரண்டாவது ஐசோடோப்பின் நிறை எண் = 37.

(c) தனிமத்தில் முதல் ஐசோடோப்பின் சதவீதம் = 77.
∴ இரண்டாவது ஐசோடோப்பின் சதவீதம் = 23.

∴ தனிமத்தின் அணு எடை எண் $= \frac{(77 \times 35) + (23 \times 37)}{100}$

$$= \frac{2695 + 851}{100}$$

$$= \mathbf{35{\cdot}46.}$$

ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்கும் முறைகள்

ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் யாவும் ஒரே மாதிரியான வேதிப் பண்புகள் உடையனவாயிருக்கும். ஆகவே, வேதி முறைகளில் ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்க முடியாது. ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் நிறைகளில்தான் ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்று மாறுபட்டிருக்கும். எடையுடன் தொடர்புடைய பண்புகளில் மட்டும்தான் ஐசோடோப்புகளின் பண்புகள் சிறிதளவு மாறும். இந்த மாறுதலைக் கொண்டுதான் ஐசோடோப்புகள் பிரிக்கப் படுகின்றன.

வாயு பரவல் முறை (Gaseous diffusion method)

கிரஹாம் பரவல் விதி, 'ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப, அழுத்த நிலையில், வாயுக்களின் பரவல் வேகம் அவைகளின் அடர்த்திகளின் வர்க்க மூலத்திற்கு எதிர் விகிதத்தில் இருக்கும்' என்பதாகும்.

A, *B* என்ற இருவாயுக்களின் அடர்த்தி முறையே d_1 d_2 என்றும், அவை ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்கும் பொழுது பரவல் வேகம் முறையே v_1, v_2 என்றும், கொண்டால் கிரஹாம் விதியைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடாகவும் கூறலாம்.

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

அடர்த்தி எண்ணும், எடையும் தொடர்புள்ளவைகளாதலால் d_1, d_2 என்ற அடர்த்திகளுக்குப் பதிலாக *A*, *B* இவற்றின்

மூலக்கூறெடைகளான m_1, m_2 வை மேலே குறிப்பிட்டுள்ள சமன்பாடில் புகுத்தியும் கூறலாம்.

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

மாதிரிக் கணக்கு

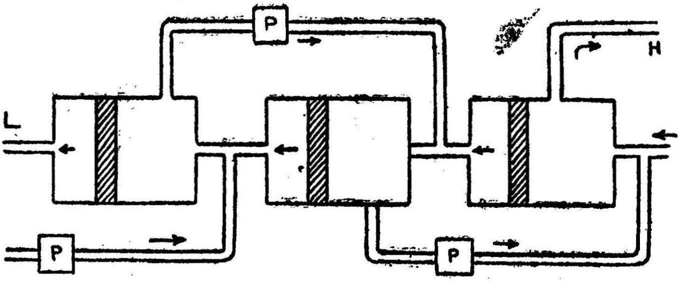
ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறெடை எண் 2. டயுட்டீரியத்தின் மூலக்கூறெடை எண் 4. ஹைட்ரஜனும், டயுட்டீரியமும் ஒன்றாகக் கலக்கும் பொழுது அவற்றின் பரவல் வேகத்தை ஒப்பிடுக.

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

$$\frac{H_2}{D_2} = \sqrt{\frac{4}{2}} = 1{\cdot}414.$$

ஹைட்ரஜன் வாயு, டயுட்டீரியத்தை விட 1·414 மடங்கு வேகமாகப் பரவல் செய்யக் கூடியது.

பல நிறைகளுள்ள ஐசோடோப்புகளின் கலவை, ஒரு நுண் துளை மலிந்த ஒரு தகட்டின் (porous plate) ஒரு புறம் இருந்தால் நிறை குறைவாயுள்ள ஐசோடோப்பு எளிதில் தகட்டின் நுண் துளைகளின் வழியே சென்று மறு புறத்தை அடையும். பல நுண்துளை மலிந்த தகடுகளின் வழியே, படத்தில் காட்டியபடி



L நிறை குறைவான ஐசோடோப்புகள்
H நிறை அதிகமுள்ள ஐசோடோப்புகள்

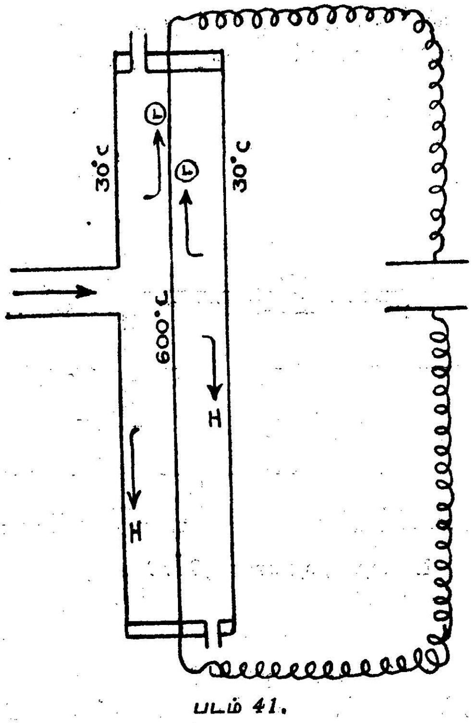
படம் 40.

திரும்பவும், திரும்பவும், ஐசோடோப்புகளின் கலவையைச் செலுத்துவதன் மூலம், குறைந்த நிறையுள்ள ஐசோடோப்பை ஒரு புறமும், அதிக நிறையுள்ள ஐசோடோப்பை மறு புறமும் அடையலாம்.

வாயு நிலையிலுள்ள ஐசோடோப்புகளையே இம்முறையில் பிரிக்க முடியும். ஆர்கானின் ஐசேரடோப்புகள் இம் முறையில் தான் முதன் முதலில் பிரிக்கப்பட்டன. அணு குண்டு தயாரிக்க U^{235} என்ற ஐசோடோப்பு உபயோகப்படுகின்றது, இயற்கையில் கிடைக்கும் யுரேனியத்தில் U^{235} ஐசோடோப்பு 0·7 சதவீதமேயுள்ளது. இந்த ஐசோடோப்பை மற்ற யுரேனிய ஐசோடோப்புகளிலிருந்து பிரித்து எடுக்க இம்முறை பயன் படுத்தப்பட்டது. இயற்கையில் கிடைக்கும் யுரேனியத்தை யுரேனிய ஹெக்ஸாஃபுளூரைடாக மாற்றி (கொதிநிலை 56°C) வாயு நிலையில் அந்தச் சேர்மத்தைப் பரவல் முறையில் பிரித்து U^{235} என்ற ஐசோடோப்பைப் பெற்றனர்.

வெப்பப் பரவல் முறை (Thermal diffusion method)

வெவ்வேறு வெப்ப நிலையுள்ள பக்கங்களையுடைய ஒரு பாத்திரத்தில் ஐசோடோப்பு கலவையைச் செலுத்தினால், நிறை



படம் 41.

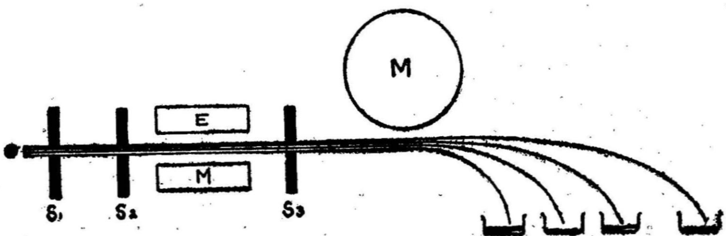
குறைவான ஐசோடோப்பு அதிக வெப்பமுள்ள பக்கத்தை நோக்கியும், அதிக நிறையுள்ள ஐசோடோப்பு குறைவான வெப்ப

நிலையுள்ள பக்கமாகவும் நகருகின்றன. இம் முறையில் 3 மீட்டர் நீளமும், 1 செ.மீ. விட்டமும் உள்ள இரு பக்கமும் திறந்துள்ள ஒரு கண்ணாடிக் குழாயின் நடுவே ஒரு பிளாட்டினக் கம்பி பொருத்தப் பட்டுள்ளது. பிளாட்டினக் கம்பியின் முனைகளை மின் இணைப்பு செய்வதன் மூலம், கம்பி சுமார் 600°C வெப்ப நிலையை எளிதில் அடைகின்றது. கண்ணாடிக் குழாயின் சுவர்கள் சோதனைச் சாலையின் வெப்ப நிலையிலும், குழாயின் நடுப்பாகம் மட்டும் 600°C வெப்ப நிலையிலும் இருக்கின்றன.

கண்ணாடிக் குழாயின் நடுவிலுள்ள *A* என்ற குழாயின் மூலம் ஐசோடோப்பின் கலவையைச் செலுத்துகின்றனர், குறைவாக நிறையுள்ள ஐசோடோப்புகள் (*L*) அதிக வெப்ப நிலையிலுள்ள பிளாட்டினக் கம்பியை நோக்கியும், அதிக நிறையுள்ள ஐசோடோப்புகள் (H) கண்ணாடிக் குழாயின் குளிர்ந்த உட்புறம் நோக்கியும் நகருகின்றன. இவ்வாறு நகர்ந்த ஐசோடோப்புகள் வெப்பச் சலன முறையில் கனமான ஐசோடோப்புகள் கீழ் நோக்கியும், இலேசான ஐசோடோப்புகள் மேல்நோக்கியும், நகருகின்றன. இம்முறை மிகவும் எளிதாகவும், சிறப்பாகவும் செயல் படுகின்றது. மேலும் இதற்கு வேண்டிய உபகரணங்களைச் சிறிய இடத்தில் எளிதில் அமைத்துவிடலாம். வெப்பப் பரவல் முறையைப் பயன்படுத்தியே குளோரின், நியான் போன்ற வாயு தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகள் பிரிக்கப்பட்டன.

நேர்மின் கதிர் முறை (Positive ray method)

இதன் தத்துவமும் ஆஸ்டன் நிறை நிரல் வரயியின் தத்துவமும் ஒன்றுகும். ஐசோடோப்பு கலவையை ஏதாவது ஒரு முறையில் நேர்மின் கதிர்களாக மாற்றிக் கொள்ளவேண்டும். இவற்றை



படம் 42.

இரண்டு (S_1, S_2) துவாரங்களின் வழியாகச் செலுத்தினல் ஒரு போகக் கதிர்கள் கிடைக்கின்றன. இக் கதிர்களின்மேல் ஒரே சமயத்தில் குறிப்பிட்ட அளவு, மின் புலத்தையும்,

காந்தப்புலத்தையும் தாக்குவதன் மூலம் நேர்வேகக் குவியம் அடையும்படிச் செய்யலாம். நேர்மின் கதிர்களிலுள்ள எல்லாத் துகள்களும் சமமாக முடுக்கப்பட்ட நேர் வேகத்தை இதனால் பெறுகின்றன. இத்துகள்கள் S_3 என்ற துவாரத்தின் வழியாக வெளிவந்து, அதன் பாதைக்குச் செங்கோணத்தில் அமைக்கப் பட்டுள்ள மிகச் சக்தி வாய்ந்த மின் காந்தப் புலத்தால் தாக்கப் படுகின்றன. துகள்கள், எடைகளுக்குத் தகுந்தாற்போல் தங்க ளுடைய பாதையிலிருந்து விலகி, குறிப்பிட்ட இடத்தில் வைக்கப் பட்டுள்ள முகவையில் விழுகின்றன.

இம் முறையில் ஐசோடோப்புகளைக் கலப்பில்லாமல் மிகத் தூயனவைகளாக அடைய முடியும். ஆனால் ஐசோடோப்புகள் சிறிய அளவில்தான் கிடைக்கின்றன. நேர்மின் கதிர் முறையில் தான் பொட்டாசிய தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் பிரிக்கப் பட்டன.

பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறை
(Fractional distillation method)

ஐசோடோப்புகளடங்கிய தனிமம், திரவ நிலையிலிருக்கு மானால், அந்தத் திரவத்தை ஆவியாக்கும் பொழுது இலேசான ஐசோடோப்புகள் திரவத்திலிருந்து எளிதில் ஆவியாக மாறும். பின்னக் காய்ச்சல் முறையில் திரவத்தைக் காய்ச்சி வடித்தால், இலேசான ஐசோடோப்புகளையும், கனமான ஐசோடோப்புகளை யும் எளிதில் பிரிக்கலாம். பொதுவாக இலேசான ஐசோடோப்பின் ஆவி அழுத்தம் அதிகமாக இருப்பதே அது எளிதில் ஆவியாவதற்குக் காரணமாகின்றது. இம் முறையைப் பயன் படுத்தி, மெர்குரி, (mercury) ஹைட்ரஜன், போன்ற தனிமங் களின் ஐசோடோப்புகள் பிரித்து எடுக்கப்பட்டன.

மின் பகுப்பு முறை (Electrolytic method)

ஹைட்ரஜன் தனிமத்தில் முக்கியமாக இலேசான ஹைட்ரஜன், கன ஹைட்ரஜன் என்ற இரண்டு வித ஐசோடோப்புகள் உள்ளன. இவற்றின் மூலக்கூறெடை எண்கள் முறையே 2, 4 ஆகும். கன ஹைட்ரஜனுக்கு டியுட்டேரியம் (D_2) என்று தனிப்பெயர் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. இயற்கையில் கிடைக்கும் நீர், பெரும் பாலும் இலேசான ஹைட்ரஜன் சேர்ந்த கூட்டுப் பொருளாக இருந்தபோதிலும், மிகச் சிறிய அளவில் டியுட்டேரியம் சேர்ந்த கூட்டுப் பொருளும் (D_2O, கனநீர்) கலந்துள்ளது. 1932ஆம் ஆண்டில் யுரே என்பவர் அதிக நாட்கள் உபயோகப்படுத்தப்பட்ட

மின் கலத்தில் எஞ்சியுள்ள நீரில் கனநீரின் சதவீதம் அதிகமிருப்பதைக் கண்டார். அவர் தொடர்ந்து ஆராய்ச்சி செய்ததன் விளைவாக ஐசோடோப்புகளை மின் பகுப்பு முறையில் பிரிக்கும் முறையைக் கண்டறிந்தார்.

சாதாரண நீரின் வழியே மின் சாரத்தைச் செலுத்தினால், முதலில் H_2O எளிதில் மின்னால் பகுக்கப்பட்டு, ஹைட்ரஜனும், ஆக்ஸிஜனும் வெளிவருகின்றன. எஞ்சியுள்ள நீரில் D_2Oவின் சதவீதம் உயர்ந்துகொண்டே போகின்றது. சுமார் 20 லிட்டர் நீரை எடுத்துக்கொண்டு 5 க.செ.மீ. மீதமாக இருக்கும் வரை மின் பகுப்பு முறையில் பிரித்தால், மீதமுள்ள நீரில் கனநீர் சுமார் 70%க்கு உயருகின்றது. மீண்டும், மீண்டும் மின் பகுப்பு முறையைக் கையாண்டு 100% கனநீரை அடைய முடியும். இந்தக் கனநீரிலிருந்து வேதிமுறையிலோ அல்லது மின் பகுப்பு முறையிலோ முற்றிலும் சுத்தமான டயுட்டீரியம் பெறமுடியும். வர்த்தக முறையில் டயுட்டீரியம் அடைய இவ்வழியைப் பின்பற்றுகின்றனர்.

ஐசோடோப்புகள் ஒரே மாதிரியான வேதிப் பண்புகளை உடையவை. ஆனபோதிலும் அவற்றின் பூஜ்யப்புள்ளி ஆற்றல் (zero point energy) முற்றிலும் ஒத்திருப்பதில்லை. இக்காரணத்தால் பரிமாற்று வினைகளில் (exchange reactions) ஐசோடோப்புகளின் பரிமாற்றம் வெவ்வேறு வேகத்தில் நடைபெறுகின்றன. பொதுவாக ஐசோடோப்புகளிடை நிறை வித்தியாசம் அதிகமாக இருக்கும் பொழுது மிகுந்த அளவில் வினையின் வேகம் (velocity of the reaction) மாறுபட்டுள்ளது. தகுந்த வினை மாற்றிகளை உபயோகித்து இந்த வினைவேக வித்தியாசத்தை மேலும் அதிகரிக்கச் செய்யலாம். ஆகவே, சில குறிப்பிட்ட வேதி முறைகளாலும் (chemical methods) ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்க முடியும்.

ஐசோடோப்புகளின் உபயோகங்கள்

தொழில் துறையில் நிலையுள்ள ஐசோடோப்புகளும், கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளும் சுவடு அறியும் தனிமங்களாகப் (Tracer elements) பயன்படுகின்றன. அநேகத் தனிமங்கள், ஐசோடோப்புகளின் கலவைகளாக உள்ளன என்பதை அறிந்தோம். கலவையிலுள்ள ஐசோடோப்புகளின் விகிதம், பௌதிக, வேதி மாற்றங்களால், அல்லது உயிர் வேதி மாற்றங்களால் (Bio-chemical changes) மாறுவதில்லை. ஆகையால் ஒரு

குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் ஓர் ஐசோடோப்பை, தனிமத்துடன் கலந்தால், அந்த விகிதம் மாருமலிருக்கும். சேர்க்கப்பட்ட ஐசோடோப்பின் எடை, கதிர் இயக்கம் போன்ற பண்புகளைக் கொண்டு அத்தனிமம் எங்குச் சென்ருலும், அதன் அளவையும், இருப்பிடத்தையும் அறிய முடியும். இவ்வாறு பயன் படுத்தப்படும் ஐசோடோப்புகள் **'சுவடு அறியும் ஐசோடோப்புகள்'** என்று அழைக்கப்படுகின்றன. கெய்கர் முல்லர் எண் கருவி மூலமாகக் கதிர் இயக்கத்தையும் அதன் அளவையும் எளிதில் அறியக் கூடு மாகையால், கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளையே சுவடு அறியும் தனிமங்களாகப் பெரிதும் பயன்படுத்துகிருர்கள்.

எளிதில் மெல்லிய தகடுகளாகச் செய்யக்கூடிய உலோகங் களிலிருந்து, தொழிற்சாலைகளில், மிக மெல்லிய உலோகத் தகடுகள் செய்யப்படுகின்றன. இவற்றின் கனத்தைக் கட்டுப் படுத்தக் கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளை உபயோகப்படுத்து கின்றனர். உலோகத் தகட்டைக் கதிர்இயக்க ஐசோடோப்புக்கும், ஒரு கெய்கர் முல்லர் எண்கருவிக்கும் இடையில் செலுத்துவதன் மூலம், வீசு கதிர்களை உலோகத் தகட்டின் வழியே பாயும்படிச் செய்கின்றனர். உலோகத் தகட்டின் கனத்திற்குத் தகுந்தாற் போல் வீசு கதிர்கள் மறுபக்கமுள்ள எண் கருவியை அடை கின்றன. கனம் மாறுபடுமாஞல் வீசு கதிர்கள் வெளிவருவதும் மாறுபடுவதை எளிதில் எண் கருவி காண்பிக்கும். இதற்குத் தகுந்தாற்போல் தகட்டின் கனத்தைச் சீர்படுத்த முடியும்.

கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளை உபயோகித்துப் பாதாள நீரின் வேகத்தையும், செல்லும் பாதையையும் அறிய முடியும். ஓரிடத்திலிருந்து மற்ருெரு இடத்திற்குக் குழாய்களின் மூலம், நீர்மப் பொருள்களைச் செலுத்தும்பொழுது கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளைக் கலந்து ஒரு குறிப்பிட்ட நீர்மப் பொருள் செலுத்தப்படுவதையும், அதன் முடிவையும், எளிதில் உணர்த்த லாம். இவை போன்ற பலவிதமான உபயோகங்களுக்குத் தொழில் துறையில் கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகள் உபயோகப் படுகின்றன.

விஞ்ஞானத் துறையில் வினைவழி முறைகளைக் (**Reaction mechanism**) காணவும், கரைதிறனைக் கண்டுபிடிக்கவும் ஐசோடோப்புகள் பயன்படுகின்றன. மருத்துவத்துறையிலும், விவசாயத்துறையிலும், பல வித உபயோகங்களுக்கும் கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளைப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

6. இணை திறன்
(VALENCY)

[இணை திறன்—இணை திறன் பற்றிய எலெக்ட்ரான் கொள்கை —அயனிப் பிணைப்பு — அயனிச் சேர்மங்களின் பொதுவான குணங்கள்—சோடியம் குளோரைடின் அமைப்பு — சகபிணைப்பு— ஈதல் சகபிணைப்பு — சகபிணைப்புள்ள சேர்மங்களின் பொதுவான பண்புகள் — வைரத்தின் அமைப்பு — உலோகப் பிணைப்பு — உலோகப் பிணைப்புள்ள பொருட்களின் பொதுவான பண்புகள் — கிராஃபைட்டின் அமைப்பு.]

இயற்கையிலுள்ள தனிமங்களில் சில தவிர, மற்றவை களெல்லாம் ஒன்றுடன் ஒன்று வினைபுரிந்து சேர்மங்கள் தருகின்றன. ஒரு தனிமம் மற்றொரு தனிமத்துடன் இணையக் கூடிய திறமைக்கு இணை திறன் எனப்பெயர். எல்லாத் தனிமங் களும், ஒரே விதமான இணை திறன்களைப் பெற்றிருப்பதில்லை. ஹைட்ரஜனின் இணை திறனை அலகாகக் கொண்டு, மற்ற தனிமங் களின் இணை திறன்கள் அளக்கப்படுகின்றன.

ஒரு தனிமத்திலுள்ள ஒரு அணு, எத்தனை ஹைட்ராஜன் அணுக் களுடன் சேர்ந்து சேர்மம் உண்டாக்குகின்றதோ அந்த எண் அத்தனிமத்தின் இணை திறன் என்று அழைக்கப்படுகின்றது.

குளோரின், ஹைட்ரஜனுடன் வினை புரிந்து, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு தருகின்றது. ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக் கூறின் வாய்பாடு *HCl*, ஒரு குளோரின் அணு ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவுடன் கூடிச் சேர்மம் உண்டாவதால், குளோரினின் இணை திறன் ஒன்றாகும். இவ்வாறே ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன், கார்பன்

போன்ற தனிமங்களின் இணை திறன்களை அத்தனிம ஹைட்ரைடு சேர்மங்களின் வாய்பாடுகளிலிருந்து அறியலாம்.

தனிமம்	ஹைட்ரைடு சேர்மத்தின் வாய்பாடு	தனிமத்தின் இணை திறன்
குளோரின் (Cl)	HCl	1
ஆக்சிஜன் (O)	H_2O	2
நைட்ரஜன் (N)	NH_3	3
கார்பன் (C)	CH_4	4

ஹைட்ரஜனின் இணை திறன் அலகில், குளோரின், ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் தனிமங்களின் இணை திறன்கள் முறையே 1, 2, 3 ஆகும். இதனால் குளோரைடு, ஆக்ஸைடு, நைட்ரைடு சேர்மங்களின் வாய்பாடுகளிலிருந்தும் ஒரு தனிமத்தின் இணை திறனைக் கூறமுடியும்.

தனிமம்	சேர்மத்தின் வாய்பாடு	தனிமத்தின் இணை திறன்
பேரியம் (Ba)	$Ba\,Cl_2$	2
அலுமினியம் (Al)	Al_2O_3	3
போரான் (B)	BN	3

இணை திறன் பற்றிய எலெக்ட்ரான் கொள்கை

'தனிமத்தின் பண்புகள் யாவும் தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பொறுத்துள்ளதென்பது' இப்பொழுது ஒத்துக் கொள்ளப்பட்ட கொள்கையாகும். இணை திறன் முக்கியமான வேதிப் பண்புகளில் ஒன்றாகும். எனவே, இணை திறனுக்கும், அணுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புக்கும் நிச்சயமாகத் தொடர்பு இருக்கவேண்டும்.

ஆவர்த்தன அட்டவணையில் சூன்யப் பத்தியிலுள்ள ஆறு தனிமங்களும் வேதி வினைகளில் பங்கு பெறுவதில்லை. இத்தனிமங்களின் இணை திறன் (மற்றத் தனிமங்களுடன் இணையக்கூடிய திறமை) சூன்யமாகும். இத்தனிமங்கள் மந்த வாயுக்கள் (**inert gases**) என்று அழைக்கப்படுகின்றன. இத்தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புப் பின்வருமாறுள்ளன.

He	2					
Ne	2	**8**				
A	2	8	**8**			
Kr	2	8	18	**8**		
Xe	2	8	18	18	**8**	
Rn	2	8	18	32	18	**8**

ஹீலியம் நீங்கலாக மற்ற எல்லாத் தனிம அணுக்களிலும் இறுதிக் கூட்டில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. பெரும்பாலான வேதிப் பண்புகளை, இறுதிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களே, கட்டுப்படுத்துகின்றன. ஆகவே, இறுதிக் கூட்டிலுள்ள எட்டெண் (**Octet**) அமைப்புக்கும், தனிமத்தின் மந்தத் தன்மைக்கும் நேர் தொடர்பு இருக்கவேண்டும்.

ஹீலியம் அணுவில், முதல் கூட்டில் மாத்திரம்தான் எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. முதல் கூட்டில், இரண்டு எலெக்ட்ரான்களுக்குமேல் இருக்கமுடியாது. ஆகவே, ஹீலியம் அணுவின் எலெக்ட்ரான் கூட்டில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பதும் அதன் மந்தத் தன்மைதனைக் குறிக்கின்றது.

மந்தத் தன்மை, நிலையான (**stable**) தன்மைதனைக் குறிக்கும். வீரியத் தன்மையுள்ள தனிமங்கள் வினைபுரிந்து, நிலையான தன்மையை அடையும். வீரியத் தன்மைகள் பொருந்திய கார உலோகங்களும், உப்பீனிகளும் வினை புரிந்தால், நிலையான அயனிகள் உண்டாகின்றன. சில கார உலோகங்கள், சில உப்பீனிகள், அவற்றின் அயனிகள், முதலியவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புக்களில் இவற்றைக் காணலாம்.

எலெக்ட்ரான் மண்டல இறுதிக் கூட்டின் எட்டெண் அமைப்புக்கும், மந்தத்தன்மைக்கும் தொடர்புள்ளதென்பது மேலும் புலனாகின்றது.

தனிமம்	தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு			
Na	2	8	1	
K	2	8	8	1
F	2	7		
Cl	2	8	7	

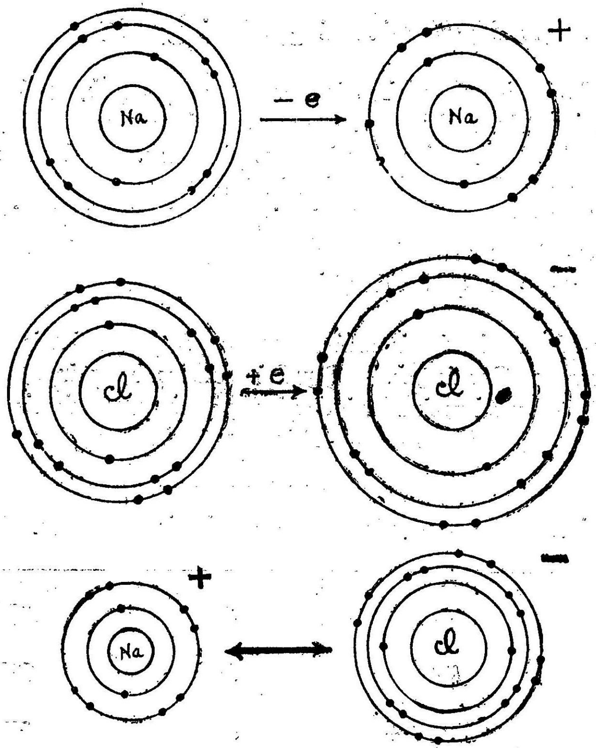
அயனிகள்	அயனிகளில் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு		
Na^+	2	8	
K^+	2	8	8
F^-	2	8	
Cl^-	2	8	8

மந்த வாயு அல்லாத மற்றத் தனிம அணுக்கள், வேதி வினைகளில் இறுதிக் கூட்டில் எட்டெண் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. அணுக்கள், எலெக்ட்ரான் மண்டல வெளிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களை இழந்தோ, புதிதாக அடைந்தோ, மற்ற அணுக்களுடன் பங்கிட்டுக் கொண்டோ, எட்டெண் அமைப்பைப் பெறும். எவ்வகையில் அணுக்கள், எட்டெண் அமைப்பைப் பெறுகின்றன என்பதைப் பொறுத்து, இணை திறன்களையும், சேர்மத்திலுள்ள பிணைப்புக்களையும் மூன்று பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம்.

அயனிப் பிணைப்பு (Ionic bond)

சோடியமும், குளோரினும் வினைபுரிந்து உண்டாகும் சேர்மத்தில் இவ்விதப் பிணைப்பைக் காணலாம். சோடியம் அணுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு 2, 8, 1 ஆக உள்ளது. அது இறுதிக் கூட்டிலுள்ள ஓர் எலெக்ட்ரானை இழக்குமானால் அதன் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு 2, 8 என்றாகிறது. இப்பொழுது, இறுதிக்

கூட்டில் எட்டெண் அமைப்பு ஏற்படுவதால் ஒரு நிலையான தன்மையைச் சோடியம் அயனி பெற்றிருக்கிறது. குளோரின் அணுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு 2, 8, 7 ஆக உள்ளது. அது ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெறுமானால் 2, 8, 8 என்ற அமைப்பைப் பெறும். இந்த அமைப்பில் இறுதிக் கூட்டில் எட்டெண் அமைப்பு இருப்பதால், குளோரைடு அயனி நிலையான தன்மையைப் பெறுகின்றது.



படம் 43.

சோடியம் அயனி ஒரு நேர்மின் சுமையைத் தாங்கியுள்ளது. குளோரைடு அயனி ஓர் எதிர்மின் சுமையைத் தாங்கியுள்ளது. இவ்விரண்டு அயனிகளும் நிலை மின்னியல் ஈர்ப்பினால் (electrostatic attraction) பிணைப்புறுகின்றன. இந்த அயனிகள் மிக்க நெருக்கத்தில் வருமானால். அயனிகளின் இறுதிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களால் விலக்கப்படுகின்றன. ஆகவே, இரு அயனி

களும் ஒரு குறிப்பிட்ட சமநிலை தூரத்தில் (**equilibrium distance**) இருக்கின்றன. மேற்கூறிய நிகழ்ச்சிகளைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகள் மூலமாகவும் விளக்கலாம்.

$$Na - e = Na^+$$

$$Cl + e = Cl^-$$

$$Na^+ + Cl^- = Na^+ \leftarrow\!\!-\!\!\rightarrow Cl^-$$

$\leftarrow\!\!-\!\!\rightarrow$ அயனிப் பிணைப்பைக் குறிக்கும் குறியீடு

தனிமங்கள் எலெக்ட்ரான்களை இழப்பதாலும், ஏற்பதாலும் அயனிகள் உண்டாகின்றன. அயனிகளுக்கு இடையே அமையும் பிணைப்புக்கு அயனிப் பிணைப்பு எனப்பெயர். இவ்வகை இணை திறன் மின்னியல் இணை திறன் (**electrovalent**) எனப்படும். அயினிப் பிணைப்புள்ள சேர்மங்கள், அயனிச் சேர்மங்கள் (**ionic compounds**) அல்லது மின்னியல் இணை திறன் சேர்மங்கள் (**electrovalent compounds**) எனப்படும்.

அயனிச் சேர்மங்கள் உண்டாவதற்குத் தனிமங்கள் எளிதில் அயனிகளாக வேண்டும். இறுதிக் கூட்டில் ஒன்று, அல்லது இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருக்கும் தனிமங்கள் எளிதில் எதிர்மின் அயனிகளாக மாறுகின்றன. இவ்வகைத் தனிமங்களில்

தனிமங்கள்	அயனிகள்	தனிமங்கள்	அயனிகள்
Na	Na^+	F	F^-
K	K^+	Cl	Cl^-
Mg	Mg^{++}	O	O^{--}
Ca	Ca^{++}	S	S^{--}
Ba	Ba^{++}	Se	Se^{--}

இறுதிக் கூட்டுக்கு முன் கூட்டில் 8 அல்லது 18 எலெக்ட்ரான்களிருப்பின், அவை வெகுஎளிதில் எதிர்மின் அயனிகளாக மாறும். ஆவர்த்தன அட்டவணையில் முதல் இரண்டு பத்திகளில்

இவ்வகைத் தனிமங்கள் உள்ளன. இறுதிக்கூட்டில் ஏழு, அல்லது ஆறு எலெக்ட்ரான்களிருப்பின் அவ்வகைத் தனிமங்கள் முறையே ஒன்று அல்லது இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று நேர்மின் அயனிகளாக மாறுகின்றன. அணுக்கள் வெளியிலிருந்து எலெக்ட்ரான்களைப் பெறுவது அவற்றின் எலெக்ட்ரான் கவர்ச்சியைப் (**electron affinity**) பொறுத்துள்ளது. எலெக்ட்ரான் கூடுகள் குறைவாகவும், இறுதிக் கூட்டுக்கு முன் கூட்டில் 8 அல்லது 18 எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருக்கும் அலோகத் தனிமங்களில் எலெக்ட்ரான் கவர்ச்சி அதிகமாயுள்ளது. இவ்வகைத் தனிமங்களை ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஆறு, ஏழு பத்திகளில் காணலாம்.

அயனிச் சேர்மங்களின் பொதுவான குணங்கள்

(1) இவை திடப் பொருட்களாகவும், மின் பகு பொருட்களாகவும் (**electrolytes**) உள்ளன.

(2) பல சேர்மங்கள் திட நிலையில்கூட அயனிகளாக உள்ளன.

(3) உருகுநிலை அதிகமாக இருக்கின்றது.

(4) நீரில் எளிதில் கரையக் கூடியவை.

(5) கரைசல், மின்னோட்டத்தைக் கடத்தும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது.

(6) இறுக்கும் தன்மையைப் (**compressibility**) பெற்றிருப்பதில்லை.

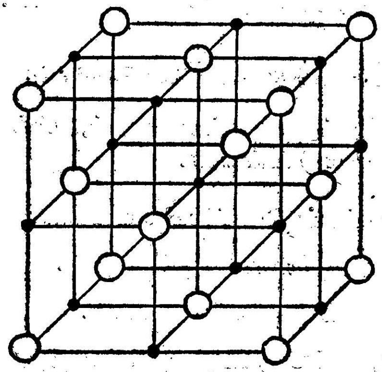
ஸோடியம் குளோரைடு, பொட்டாசியம் புரோமைடு, பேரியம் குளோரைடு முதலிய பல சேர்மங்களை எடுத்துக் காட்டுகளாகக் கூறலாம்.

இவ்வகைச் சேர்மங்களில் ஒரு நேர்மின் அயனியைச் சுற்றிப் பல எதிர்மின் அயனிகளும், ஓர் எதிர்மின் அயனியைச் சுற்றிப் பல நேர்மின் அயனிகளும் அமைந்துள்ளன. ஓர் அயனியைச் சுற்றி எத்தனை எதிர் அயனிகள் அமைந்திருக்குமென்பது, இரு அயனிகளின் பருமனளவுகளைப் பொறுத்துள்ளது.

ஓர் அயனி அதற்கு எதிர்மின் சுமைகளைத் தாங்கியிருக்கும் அயனிகளை ஈர்க்கும் விசை, அந்த அயனியைச் சுற்றி எல்லாத் திசைகளிலும் ஒரே அளவாகப் பரவியுள்ளது. இக் காரணத்தால் அயனிப் பிணைப்பு, எந்த ஒரு குறிப்பிட்ட திசையிலும் சார்ந்து இருப்பதில்லை.

ஸோடியம் குளோரைடின் அமைப்பு

ஸோடியம் குளோரைடு சேர்மத்தில் ஒவ்வொரு ஸோடியம் அயனியைச் சுற்றியும், ஆறு குளோரைடு அயனிகள் உள்ளன. ஒவ்வொரு குளோரைடு அயனியைச் சுற்றியும் ஆறு ஸோடியம் அயனிகள் உள்ளன. இவ்வாறு முறையான அயனிகளின் அமைப்புக்குக் கனபரிமாண கூடு அமைப்பு (Space lattice) எனப் பெயர்.



படம் 44.

சேர்மத்திலுள்ள அயனிகள் அவை இருக்கும் நிலையிலேயே துடித்துக் கொண்டு (Vibrate) இருக்கும். சேர்மத்தைச் சூடாக்கும் பொழுது அயனிகளின் துடித்தல் அதிகமாகி அருகிலுள்ள அயனிகளின் பிடிப்புக்களிலிருந்து அறுபடுகின்றது. இந்நிலையில் அயனிகள் இருந்த இடத்தை விட்டு நகர முடிகின்றது. இந்த உஷ்ண நிலையைத்தான் சேர்மத்தின் உருகு நிலையென்கிறோம். ஆகவே ஒரு சேர்மம் உருகுவதற்கு அயனிகளின் பிணைப்புக்கள் அறுபட வேண்டும். அயனிகளின் பிணைப்பு ஆற்றல் அதிகமாகயிருப்பதால் அதிக உஷ்ண நிலையில்தான் பிணைப்புக்கள் அறுபடுகின்றன. இக்காரணம் பற்றியே அயனிச் சேர்மம் திடப் பொருளாகவும், அதிக உருகு நிலையைப் பெற்றும் உள்ளது.

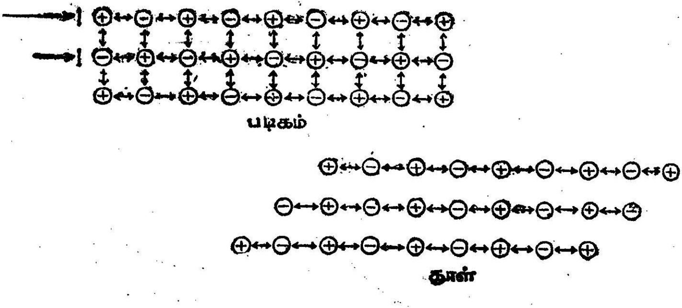
நீரின் மூலக்கூறுகள் முனைவுமூலக் கூறுகளாக (Polar molecules) உள்ளன. அயனிச் சேர்மம் நீரில் கலக்கும் பொழுது,

நீரின் மூலக்கூறுகள், சேர்மத்திலுள்ள அயனிகளை ஈர்க்கின்றன. அயனிகளின் பிணைப்பு அறுபட்டு அயனிகள் நீரினுள் செல் கின்றன. இதனால் அயனிச் சேர்மங்கள் நீர் போன்ற முனைவு மூலக்கூறுகளுள்ள நீர்மங்களில் கரைகின்றன.

அயனிச் சேர்மம் நீரில் கரைந்தவுடன் அயனிப் பிணைப்புக்கள் அறுபடுவதால், நேர்மின் அயனிகளும், எதிர்மின் அயனிகளும் தனித்து இருக்கின்றன. இக்கரைசலில் மின்முனைகளைப் பொருத்தி அவற்றை ஒரு மின் கலத்துடன் இணைத்தவுடன் எதிர்மின் அயனிகள் எதிர்மின் முனையை நோக்கியும், நேர்மின் அயனிகள் நேர்மின் முனையை நோக்கியும் செல்கின்றன. ஆகவே, அயனிச் சேர்மக்கரைசல்கள் மின் கடத்திகளாக உள்ளன.

அயனிச் சேர்மங்களில் ஒவ்வொரு அயனியைச் சுற்றிலும், அந்த அயனிக்கு எதிர் மின் சுமைகளைத் தாங்கிய பல அயனிகள் உள்ளன என அறிந்தோம். இந்த அயனிகள் எல்லாம் சமநிலை தூரத்தில் இருக்கின்றன. இந்த இடைவெளியைக் குறைத்தோமானால் பல அயனிகளின் வெளிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் ஒன்றின்மீது மற்றொன்று மடியும் நிலைமையேற்படும். எலெக்ட்ரான் கூடுகள் எல்லாம் எதிர் மின் சுமைகளைத் தாங்கியிருப்பதால் அவைகள் மின் விசையினால் விலக்கப்படுகின்றன. இக்காரணம் பற்றியே அயனிச் சேர்மங்கள் எளிதில் இறுக்கப்படுவதில்லை.

அயனிச் சேர்மங்களின் பக்கவாட்டிலிருந்து தொடு கோட்டு விசையை (tangential force) உபயோகித்தால் அச்சேர்மங்கள்



படம் 45.

எளிதில் பொடியாகின்றன. இத்தன்மையையும், இவற்றின் அமைப்பிலிருந்து விளக்கலாம். அயனிச் சேர்மங்களில் நேர் மின்

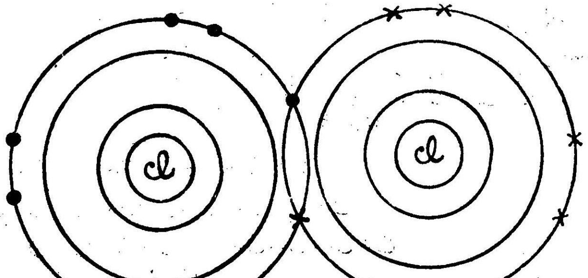
அயனிக்குப் பக்கங்களிலும், மேலும், கீழும், எதிர்மின் அயனிகள் உள்ளன. இதே மாதிரியான அமைப்பு, பல அடுக்குகளாக உள்ளன. இச்சேர்மத்தின் மேல் அடுக்கு, தொடு கோட்டு விசைக்கு உள்ளானால், அடுக்குகளின் அமைப்பு சீர் கெட்டு, நேர் மின் அயனிக்குமேல் நேர்மின் அயனியும், எதிர் மின் அயனிக்கு மேல் எதிர்மின் அயனியும் வர வாய்ப்பு ஏற்படுகின்றது. ஒரே மின் சுமைகளைத் தாங்கியுள்ள அயனிகள் ஒன்றின்மேல் ஒன்று வரும்பொழுது அவை மின்விசையினால் விலக்கப்படுகின்றன. சேர்மம் உடனே தூளாகிவிடுகின்றது.

அயனிச் சேர்மங்கள் திடநிலையில் மின் கடத்தியாக இருப்பதில்லை. மின் கடத்தப்படுவதற்கு அயனிகளோ, எலெக்ட்ரான்களோ சுயேச்சைகளாக இருக்கவேண்டும். திடநிலையிலுள்ள அயனிச் சேர்மத்தில் அயனிகள் யாவும் அயனிப்பிணைப்பால் கட்டுண்டுள்ளன. ஆகவே, இதில் சுயேச்சையான அயனிகள் இல்லாததால், மின் கடத்தப்படுவதில்லை.

சகபிணைப்பு (Covalent bond)

இவ்விதப்பிணைப்பு ஏற்படும் பொழுது அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களை, இழப்பதோ பெறுவதோ கிடையாது. சேர்மம் உண்டாவதில் பங்கு பெறும் அணுக்கள் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலெக்ட்ரான்களைத் தங்களுக்குள் பொதுவாக அமைத்துக்கொண்டு ஒவ்வொரு அணுவும் மந்த வாயுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றது.

இரண்டு குளோரின் அணுக்கள் ஒன்று சேர்ந்து ஒரு



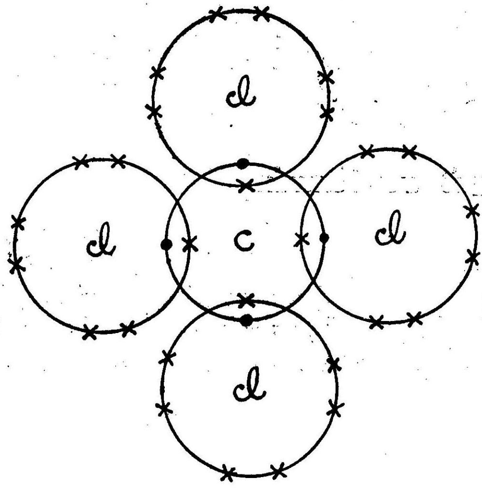
படம் 46

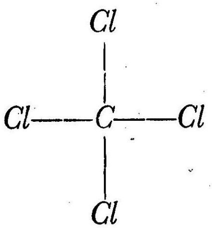
குளோரின் மூலக்கூறு உண்டாகின்றது. ஒரு குளோரின் அணுவின் வெளிக் கூட்டில் ஏழு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன.

ஒவ்வொரு குளோரின் அணுவிலிருந்தும் ஓர் எலெக்ட்ரான் வீதம் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் இரண்டு குளோரின் அணுக்களுக்கும் பொதுவாக அமைகின்றன. பொதுவாக அமைந்துள்ள ஒரு ஜதை எலெக்ட்ரான்கள், இரண்டு குளோரின் அணுக்களுக்கும் இடையிலிருந்து அவற்றினிடையே ஒருசகபிணைப்பை ஏற்படுத்துகின்றன.

இது போன்ற சகபிணைப்பை ஹைட்ரஜன், ஃப்ளோரின், ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் முதலிய மூலக்கூறுகளிடையே காணலாம்.

கார்பன் டெட்ராகுளோரைடு சேர்மத்தில் இவ்வித சகபிணைப்பைக் காணலாம். கார்பன் அணுவில் வெளிக்கூட்டில் நான்கு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. இந்த நான்கு எலெக்ட்ரான்களுடன், ஒவ்வொரு குளோரின் அணுவிலிருந்தும் ஓர் எலெக்ட்ரான் வீதம் நான்கு எலெக்ட்ரான்களும் சேர்ந்து நான்கு ஜதை எலெக்ட்ரான்கள் உண்டாகின்றன. ஒவ்வொரு ஜதையும், கார்பன் அணுவுக்கும் ஒரு குளோரின் அணுவுக்கும் பொதுவாக



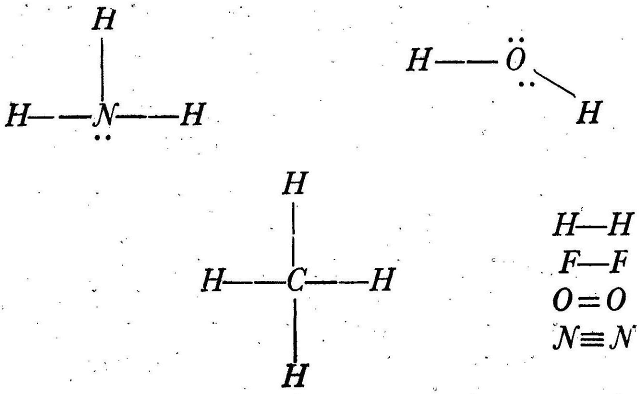


— சகபிணைப்பைக் காட்டும் குறியீடு

படம் 47.

உள்ளது. கார்பன் அணுவும், நான்கு குளோரின் அணுக்களும் தங்களது வெளிக் கூட்டில் எட்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று எட்டெண் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. ஆகவே, கார்பன் டெட்ரா குளோரைடில் நான்கு சகபிணைப்புகள் உள்ளன.

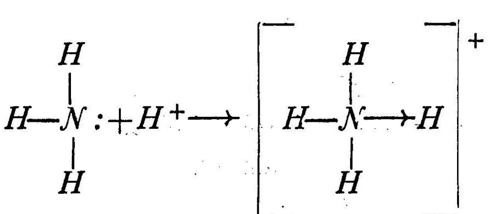
இம் மாதிரியே அம்மோனியா, நீர், மித்தேன் முதலிய மூலக் கூறுகளிலும் சகபிணைப்புக்கள் இருக்கின்றன.



சக பிணைப்பைக் காட்டும் குறியீடு (—) ஓர் எலெக்ட்ரான் ஜதையைக் குறிக்கும். இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும் வெவ்வேறு அணுக்களிலிருந்து வருகின்றன. சேர்மத்தில் அந்த ஜதை எலெக்ட்ரான்கள் இரண்டு அணுக்களுக்கும் பொதுவாக அமை வதால் அவைகளின் நடுவே இருக்கும்.

ஈதல் சகபிணைப்பு

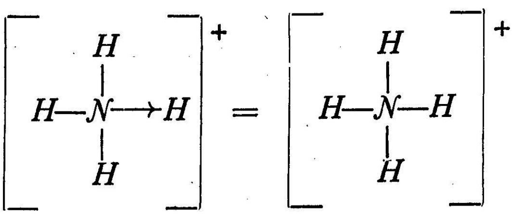
சில சேர்மங்களில் சகபிணைப்பில் பங்கு பெறும் ஒரு ஜதை எலெக்ட்ரான்களும் ஒரே அணுவிலிருந்தும் வரக் கூடும். அம்மோனியா சேர்மத்தில் நைட்ரஜன் அணுவின் ஒரு பக்கத்தில் ஒரு ஜதை எலெக்ட்ரான்கள், பிணைப்புக்களில் ஈடுபடாமல் இருக் கின்றன. இந்த ஜதைக்குத் **தனித்துள்ள ஜதை** (Lone pair)



எனப் பெயர். இவ்வகை ஜதைகள் ஒரு சேர்மத்தில் இருக்கு மானால் இவைகள் மற்ற அயனிகளுக்கு, அல்லது அணுக்களுக்கு, அல்லது சேர்மங்களுக்குப் பொதுவாக அமைந்து சகபிணைப்பை

உண்டாக்கலாம். அம்மோனியா வாயு ஹைட்ரஜன் அயனியுடன் சேர்ந்து அம்மோனியம் என்ற அயனி உண்டாகின்றது.

இம்மாதிரி ஏற்படும் பிணைப்புக்கு **ஈதல் சகபிணைப்பு (Co-ordinate valeny)** எனப் பெயர். இப்பிணைப்பை → குறியிட்டுக் காண்பிப்பது உண்டு. அம்புக்குறியின் அடிப்பாகம் எலெக்ட்ரான் ஜதையை வழங்கும் அணுவின் பக்கமும், தலை, ஜதையைப் பெற்றுக்கொள்ளும் அணுவின் பக்கமும் இருக்கும். இவ்வித ஈதல் சகபிணைப்பு, உண்டாகும் வழி முறையில் மட்டும் சக பிணைப்பிலிருந்து மாறுபட்டுள்ளது. ஈதல் சகபிணைப்பு உண்டான பின், அது சாதாரண சகபிணைப்பின் பண்புகளையே பெற்றிருக்கும்.



சகபிணைப்பை, அலோக மூலக் கூறுகளில் காணலாம், ஆவர்த்தன அட்டவணையில் 4, 5, 6 பத்திகளில் உள்ள தனிம மூலக் கூறுகளிலும், அவற்றின் சேர்மங்களிலும், இவ்வகைப் பிணைப்பு, பொதுவாகக் காணப்படுகின்றது.

சகபிணைப்புள்ள சேர்மங்களின் பொதுவான பண்புகள்

1. சகபிணைப்புள்ள சேர்மங்கள், வாயுப் பொருட்களாகவும், நீர்மப் பொருட்களாகவும், திடப் பொருட்களாகவும் உள்ளன.

2. அவற்றின் உருகுநிலை, கொதிநிலை குறைவாக உள்ளன.

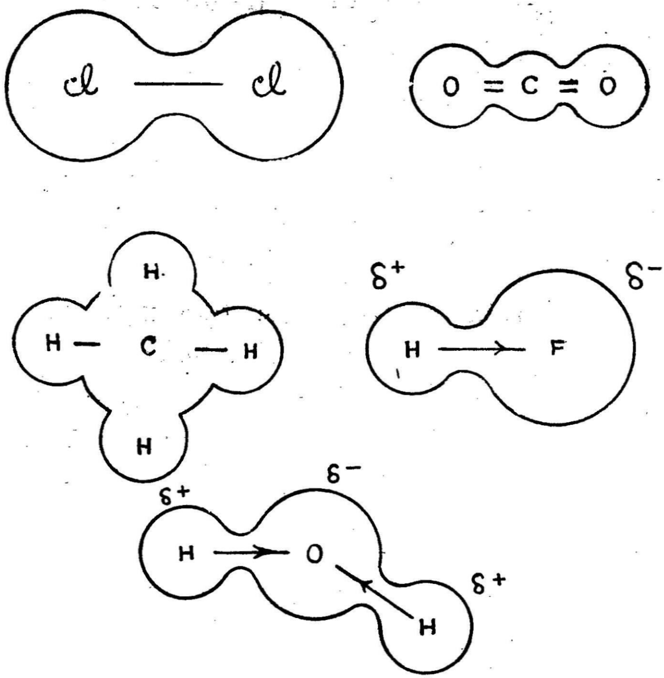
3. பொதுவாக நீரில் கரைவதில்லை.

4. சேர்மங்களும், அவற்றின் கரைசல்களும் மின் கடத்துவதில்லை.

சகபிணைப்புள்ள சேர்மங்களில் ஒரு மூலக்கூறுக்கும், அதற்கு அருகிலுள்ள மூலக்கூறுகளுக்கும் பிணைப்பு அதிகமில்லாததால் இவை வாயுக்களாகவும், நீர்மங்களாகவும் இருக்கின்றன.

மூலக்கூறுகளிடையே இருக்கக்கூடிய சிறிய பிணைப்புகளும் சிறிது சூடாக்கப்பட்டவுடன் அறுபடுவதால் மூலக்கூறுகள் தனித்து நகர முடிகின்றது. எந்த உஷ்ணநிலையில் மூலக்கூறுகளிடையேயுள்ள பிணைப்புக்கள் அறுபடுகின்றனவோ அதுதான் அந்தச் சேர்மத்தின் உருகு நிலையாகும். மூலக்கூறுகளின் துடித்தல், சூடாக்கப்படும் பொழுது, அதிகமாகி நீர்ம நிலையை விட்டு எளிதில் வாயு நிலையை அடைகின்றது. ஆகவே, சேர்மத்தின் உருகுநிலையும், கொதிநிலையும் குறைவாக உள்ளன.

பெரும்பாலன சேர்மங்கள் மின் முனைக்கூறுகளைப் பெற்றிருப்பதில்லை, இக்காரணம் பற்றியே இவை நீர் போன்ற நீர்மங்களில் கரைவதில்லை. மின் சுமைகளைப் பெற்றிருக்கும், துகள்கள் இச்சேர்மங்களில் இல்லாததால், இவை திட நீர்ம நிலைகளிலும், இவற்றின் கரைசல்களும் மின் கடத்துவதில்லை.

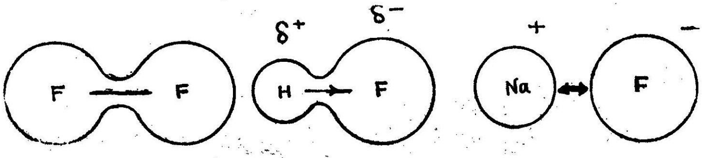


படம் 48.

சக பிணைப்புள்ள சேர்மங்களில், பொதுவாக அமைந்துள்ள ஜோடி எலெக்ட்ரான்கள் எல்லாச் சேர்மங்களிலும் இரண்டு

அணுக்களுக்கும் சரியான நடுவில் இருப்பதில்லை. அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலைப் பொறுத்து ஏதாவது ஓர் அணுவின் பக்கம் ஜோடி எலெக்ட்ரான்கள் ஈர்க்கப் பட்டிருக்கும். இதனால் மூலக்கூறு, ஒருபுறம் சிறிதளவு நேர்மின் சுமையும், மறுபுறம் சிறிதளவு எதிர்மின் சுமையும் பெற்றிருக்கும். இவ்வகையான மூலக் கூறுகளுக்கு முனைவு மூலக்கூறுகள் (Polar molecules) எனப்பெயர். சில முனைவு மூலக்கூறு சேர்மங்களும், சில முனைவு மூலக் கூறற்ற சேர்மங்களும் மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

முனைவு மூலக்கூறற்ற சேர்மங்கள் சகபிணைப்பின், பொதுப் பண்புகளைப் பெரும்பாலும் பெற்றிருக்கின்றன. முனைவு மூலக் கூறுகள் உள்ள சேர்மங்களை அயனிப் பிணைப்புக்கும், சகபிணைப் புக்கும் இடைநிலையாகக் கூறலாம்.



படம் 49.

ஆகவே, அதன் பண்புகளும் இருவகைச் சேர்மங்களுக்கும் இடையாகவே அமைகின்றன.

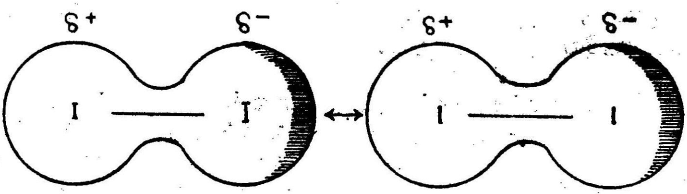
முனைவு மூலக்கூறுகள் ஒன்றுடன் ஒன்று அயனிப் பிணைப்பை யொத்த ஒருவகை பிணைப்பால் கட்டுண்டுள்ளன. ஆகவே, மூலக் கூறுகள் தனித்திராமல் ஓரளவு ஒழுங்கான முறையில் அடுக்கப் பட்டுள்ளன. இவ்வகைச் சேர்மங்களில் பல மூலக்கூறுகள் இணைந்திருப்பதால் இவற்றின் உருகுநிலையும், கொதிநிலையும் சற்று அதிகமாக உள்ளன.

முனைவு மூலக்கூறுகளைப் பெற்றில்லாத சேர்மங்களும், நீர்ம, திடப் பொருட்களாக இருக்கின்றன. ஆகவே, இவ்வகைச் சேர்மங் களிலும், மூலக்கூறுகளிடையே சிறிதளவாவது ஈர்க்கும் தன்மை யிருக்கவேண்டும்.

அணுவைச் சுற்றி எலெக்ட்ரான் மண்டலம் உள்ளது என்பதை அறிவோம். எல்லா எலெக்ட்ரான்களும், கருவை வேகமாகச் சுற்றி வருகின்றன. இவ்வாறு வேகமாகச் சுற்றும் எலெக்ட்ரான்களின் இடத்தையும், வேகத்தையும் ஒரே சமயத்தில் குறிப்பிட்டுக் கூறமுடியாது. மேலும், வேகமாகச் சுற்றும்

எலெக்ட்ரான்கள் ஒருங்கே அலையின் பண்புகளையும், துகளின் பண்புகளையும் பெற்றிருக்கின்றன. ஆகவே, கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களை மின்னோட்ட மேகம் (Charge cloud) என்றும் கூறலாம்.

'அணுவை எலெக்ட்ரான்கள் சுற்றி வருவதுபோல மூலக் கூறையும் சில எலக்ட்ரான்கள் சுற்றி வருகின்றன' என்று மூலக் கூறு ஆர்பிட்டல் (Molecular orbital theory) கொள்கை வலியுறுத்துகின்றது. ஆகவே, மூலக்கூறைச் சுற்றியும் மின்னோட்ட மேகம் சூழ்ந்துள்ளது. ஒரு குறிப்பிட்ட சமயத்தில் மூலக்கூறின் ஒரு பக்கத்தில் மின்னோட்ட மேகம் அடர்ந்து இருப்பதாகக் கொள்ளலாம். இதனால் மூலக்கூறின் ஒரு பக்கம் சிறிதளவு எதிர்மின் சுமையும், அதற்கு நேர் எதிர்புறம் நேர்மின் சுமையும் பெற்றிருக்கும். இவ்வாறு ஒரு மூலக்கூறு சிறிதளவு மின் சுமைகளைப் பெற்றிருந்தால், அருகிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பை, உருக்குலைகின்றன. உருக்குலைந்த மூலக்கூறுகளிடையே அயனிப் பிணைப்பையொத்த ஒரு பலமற்ற பிணைப்பு உண்டாகின்றது. இவ்விதப் பிணைப்புகளிடையே இருக்கும் விசைக்கு வாண்டர்வாலின் விசை (Vanderwaal's force) எனப்பெயர்.



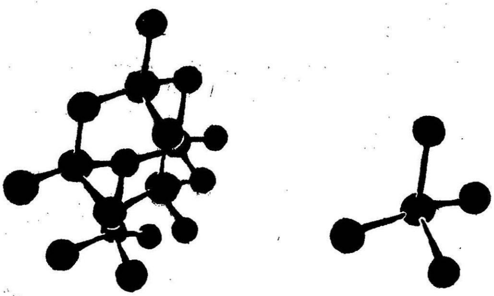
படம் 50.

மின்னோட்ட மேகம், கருவிலிருந்து தூரம் செல்லச் செல்ல, மூலக்கூறின் எலெக்ட்ரான் மண்டலம் உருக்குலையக் கூடிய வாய்ப்பு, அதிகமாகின்றது. அதிக பருமனளவுள்ள அணுக்களைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளிடையே வாண்டர்வால் விசையினால் பிணைப்புக்கள் எளிதில் ஏற்படும். குளோரின், புரோமின், அயோடின் என்ற மூன்று உப்பீனிகளின் மூலக்கூறுகள் யாவும் சகபிணைப்புக்களைப் பெற்றுள்ளன, இத்தனிம மூலக்கூறுகளின் பருமனளவுக்கு ஏற்ப அவற்றினிடையே வான்டர்வாலின் விசை இருக்கின்றது. இக்காரணத்தால் தான் அயோடின் திடப் பொருளாகவும், புரோமின் நீர்மப் பொருளாகவும், குளோரின் வாயுப் பொருளாகவும் உள்ளன.

வைரத்தின் அமைப்பு

வைரம் என்பது இயற்கையில் காணப்படும் கரி வகைகளில் ஒன்ருகும். வைரத்தில் கார்பன் அணுக்கள் யாவும் சக பிணைப்பினுல் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. இது மிகக் கடினப் பொருளாக உள்ளது. உயர்ந்த உஷ்ணநிலையிலும் உருகுவதில்லை. ஆகவே இது சகபிணைப்புச் சேர்மங்களின் பொதுவான பண்பு களிலிருந்து மிகவும் மாறுபட்டுள்ளது. வைரத்தின் அமைப்பைக் கொண்டு இதன் மாறுபட்ட பண்புகளை விளக்கலாம்.

வைரத்திலுள்ள ஒவ்வொரு கார்பன் அணுவும் நான்கு கார்பன் அணுக்களுடன் சகபிணைப்பால் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. ஒரு கார்பன் அணுவை டெட்ராஹீட்ரனின் மையத்திலிருப்ப தாகக் கொண்டால் அதனுடன் சேர்ந்துள்ள நான்கு கார்பன் அணுக்களும், டெட்ராஹீட்ரனின் மூலைகளில் இருப்பதாகக் கொள்ளலாம்.



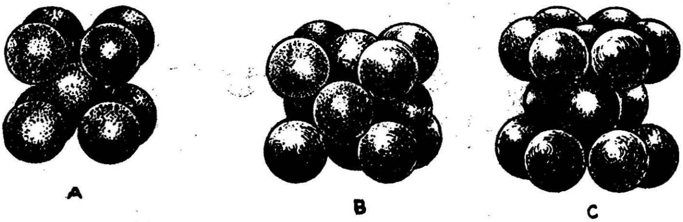
படம் 51

ஒவ்வொரு மூலையிலுள்ள கார்பன் அணுவும் ஒரு டெட்ரா ஹீட்ரனின் மையத்தில் இருப்பதாகக் கொண்டால் அதனுடன் நான்கு கார்பன் அணுக்கள் முன் மாதிரியே இணைந்திருக்கும். இவ்வாருக முடிவு பெருத ஒரு படிக அமைப்பை வைரம் பெற் றுள்ளது. இரண்டு கார்பன் அணுக்களுக்கு இடையே உள்ள தூரம் 1·5A° ஆகும். எண்ணற்ற சகபிணைப்புக்கள் இப்படிகத் திருப்பதால், இது மிக்க கடினத்தன்மையும், அதிக உஷ்ண நிலை யிலும் உருகாத தன்மையையும், பெற்றுள்ளது. இம்மாதிரியாக பல அணுக்கள் சகபிணைப்பால் இணையுற்று ஒரு கடினமான படிகமாக இருப்பின் அது அணுப் படிகம் (Atomic crystal) என்று அழைக்கப்படுகிறது. சிலிகான் என்ற தனிமமும் இவ்வித படிக வடிவில் இருக்கின்றது.

போரான் நைட்ரைடு, சிலிகான் கார்பைடு போன்ற சேர்மங்களில், இரு வகை அணுக்களும் சகபிணைப்பால் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. இச் சேர்மங்களும் மிகக்கடினத்தன்மையும், உயர்ந்த உருகுநிலையும் பெற்றுள்ளன. இவ்வகைச் சேர்மங்கள் அரக்க மூலக்கூறுகள் (Giant molecules) என்று அழைக்கப்படுகின்றன. இவற்றில், வைரத்தில் இருப்பது போன்ற படிக அமைப்பு காணப்படுகிறது.

உலோகப் பிணைப்பு

உலோகங்களை X - கதிர்கள் மூலம் சோதனை செய்தால் அவைகள் படிகங்களாக இருப்பது தெரியும். படிக அமைப்பில் பல வகைகளிருப்பினும் உலோகப்படிகங்கள் பெரும்பாலும் பொருள் மையக்கனச்சதுரம், (Body centered cube) முகப்பு மையச்சதுரம், (Face centered cube) அறுகோண நெருக்க அடைப்பு, (Hexagonal close packing) என்ற ஏதாவதொரு படிக அமைப்பில் தான் உள்ளன. முதல் வகையில் ஒவ்வொரு அணுவைச் சுற்றியும் எட்டு அணுக்கள் உள்ளன. இரண்டாவது, மூன்றாவது வகைகளில் ஒவ்வொரு அணுவைச் சுற்றிலும் பன்னிரண்டு அணுக்கள் உள்ளன.



படம் 52.

ஆகவே, ஓர் அணுவைச் சுற்றி எட்டு அல்லது பன்னிரண்டு அணுக்கள் இணைக்கப்பட்டிருப்பது, உலோகத் தனிமங்களில் காணப்படுவதொன்றாகும். அணுக்கள் யாவும் சகபிணைப்பால் இணைக்கப்படுவதற்குப் போதுமான எலெக்ட்ரான்கள் உலோக அணுக்களின் வெளிக் கூட்டிலில்லை. ஆகவே, அணுக்களிடையே சகபிணைப்பு இருக்க முடியாது. உலோகங்களின் பண்புகள் (தகடாகும் தன்மை, நீளக்கூடிய தன்மை) அயனிச் சேர்மங்களின் பண்புகளிலிருந்து முற்றிலும் மாறுபட்டுள்ளன. ஆகவே, உலோக அணுக்களிடையே அயனிப் பிணைப்பும் இருக்க முடியாது.

உலோகத்தின் உருகுநிலை அதிகமாக இருப்பதால் அணுக்களிடையே பலமான ஈர்ப்பு விசை யிருக்கவேண்டும். எனவே வான்டர்வால் விசை அணுக்களிடையே யிருப்பதாகக் கொள்ள முடியாது. உலோகங்களின் பண்புகளை விளக்க முற்படுகையில், அவற்றின் அணுக்களிடையே, பலமானதொரு பிணைப்பு இருக்க வேண்டுமென்ற முடிவுக்கு வரவேண்டியுள்ளது. ஆனால் அந்தப் பிணைப்பு, அயனிப் பிணைப்பாகவோ, சகபிணைப்பாகவோ இருக்க முடியாது.

உலோக அணுக்கள் யாவும் உலோகப் பிணைப்பு என்ற ஒரு வகைப் பிணைப்பினால் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. உலோக அணுக்களின் வெளிக் கூட்டில் ஒன்று அல்லது இரண்டு எலெக்ட்ரான்களே உள்ளன. உலோக அணுக்கள் இவற்றை இழந்து எதிர்மின் அயனிகளாக மாறுகின்றன. அணுக்களிலிருந்து வெளி வந்த எல்லா எலெக்ட்ரான்களும் உலோகப் பிணைப்பில் பங்கு பெறுவதில்லை. பங்கு பெறும் எலெக்ட்ரான்கள், எல்லா எதிர்மின் அயனிகளையும் அடர்த்தியான ஒரு நிலையில் இருக்கும்படிச் செய்கின்றன. இவ்விதமாக எலெட்ரான்களுக்கும், உலோக அயனிகளுக்கும் ஏற்படுகின்ற பிணைப்புக்கு உலோகப் பிணைப்பு எனப் பெயர்.

உலோகப் பிணைப்பில் பங்கு பெறும் எலெக்ட்ரான்கள் ஓர் இடத்தில் நிலைத்திருப்பதில்லை. இக்காரணத்தாலும், பிணைப்பில் பங்கு பெறாத பல எலெக்ட்ரான்கள் படிக அமைப்பிலுள்ள இடுக்குகளிலிருப்பதாலும், உலோக எதிர்மின் அயனிகள் எலெக்ட்ரான் மேகக்கூட்டத்தில் மூழ்கிக் கிடப்பதாகக் கொள்ளப்படுகிறது.

உலோகப் பிணைப்பானது அயனிப்பிணைப்பு, சகபிணைப்பு ஆகியவிரண்டின் பண்புகளும் பெற்றுள்ளது. சிலர் உலோகப் பிணைப்பு, ஒருவித சகபிணைப்பென்று கருதுகின்றனர். இவர்கள் கருத்தின்படி உலோகப் பிணைப்பானது, ஓர் எலெக்ட்ரானையும், ஒரு ஜதை எலெக்ட்ரானையும் கொண்ட சகபிணைப்புக்களின் உடன் இசைவு (Resonance) அமைப்பு என்பதாகும். உலோகப் பிணைப்பு உண்டாகும் வழிமுறையைப் பற்றியும், அது எவ்வாறு நிலைத்துள்ளது என்பதைப் பற்றியும், எல்லோராலும் ஏற்றுக் கொள்ளக்கூடிய கொள்கை இன்னும் வெளியாகவில்லை, அயனிப் பிணைப்பு, சகபிணைப்பு ஆகியவற்றிலிருந்து மாறுபட்ட உலோகப் பிணைப்பு ஒன்று உள்ளது என்பதை மட்டும் அலை இயக்கவியல் மூலம் தெளிவாக எடுத்துக் கூறமுடியும்.

உலோகப் பிணைப்புள்ள பொருட்களின் பொதுவான பண்புகள்

(1) அடர்த்தி அதிகம்.

(2) உருகுநிலை, கொதிநிலை அதிகம்.

(3) எளிதில் தகடாகவும், கம்பிகளாகவும் மாற்றலாம்.

(4) மின் கடத்தியாக உள்ளன.

(5) பளபளப்பாயுள்ளன.

உலோகப் பிணைப்பு உள்ள பொருட்களுக்கு எடுத்துக் காட்டாக, சோடியம், இரும்பு, செம்பு போன்ற உலோகங் களையும், பித்தளை, வெண்கலம் போன்ற உலோகக் கலவை களையும் கூறலாம். உலோகப் பிணைப்புள்ள பொருட்களில் உலோக அணுக்கள் எதிர்மின் அயனிகளாக மாற்றப்பட்டு மிகவும் இறுக்கமாக அடுக்கப்பட்டுள்ளன. உலோகத் தனிமத்தி லுள்ள அணுக்கள் யாவும் ஒரே பருமனளவு உடையவை. ஒத்த பருமனளவுள்ள கோளங்களை நெருக்கி அடுக்கினுல், அறுகோண நெருக்க அடைப்பு (*C*), அல்லது, முகப்பு மையச் சதுரம் (*B*) தான் கிடைக்கும். இவ்வகை அமைப்பில் ஒரு கோளத்தைச் சுற்றிப் பன்னிரண்டு கோளங்கள் அமையும், கோளங்களைச் சிறிது தாராளமாக அடுக்கினுல் பொருள் மையச் சதுரம் (*A*) கிடைக்கும். இந்த வகை அமைப்பில் ஒரு கோளத்தைச் சுற்றி எட்டு கோளங்கள் அமைகின்றன. உலோகப் பிணைப்புள்ள பொருட்கள் யாவும் மேற்கூறிய மூன்று அமைப்புக்களில் ஒன்றைத்தான் பெற்றுள்ளன. எதிர்மின் அயனிகள் மிக நெருக் கத்தில் அடுக்கப்பட்டிருப்பதால், இவ்வகைப் பொருட்களின் அடர்த்தி அதிகமாக உள்ளது.

உலோகப் பிணைப்புள்ள பொருட்களிலுள்ள எதிர்மின் அயனிகள் யாவும் எலெக்ட்ரான்களால் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. இந்த வகை இணைப்புக்கள் அறுபடும் பொழுதுதான் அயனிகள் தங்கள் நிலையிலிருந்து விடுபட்டுச் சுயேச்சையாக நகர முடி கின்றன. இணைப்புக்களை அறுக்க அதிக ஆற்றல் தேவைப்படுவ தால், உலோகங்களின் உருகுநிலை, கொதிநிலை முதலியவை மிக அதிகமாக உள்ளன.

உலோகப் பிணைப்பினுல் இணைக்கப்பட்டுள்ள எதிர்மின் அயனிகள் யாவும் அழுத்தத்தில் ஒன்றின்மேல் ஒன்று நழுவ

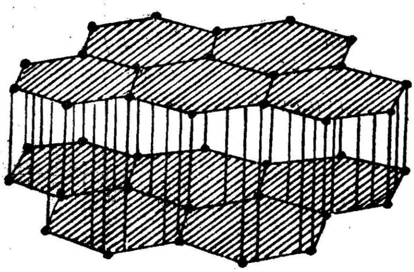
முடிகின்றது. ஆகவே, தகுந்த அழுத்தத்தில், உலோகங்கள் தகடுகளாகவும், கம்பிகளாகவும் ஆக்கப்படுகின்றன.

உலோக அணு எலெக்ட்ரான் அமைப்பின், வெளிக் கூட்டிலுள்ள எல்லா எலெக்ட்ரான்களும் அணுக்களிலிருந்து விடுபடுகின்றன. வெளிவந்த எலெக்ட்ரான்களில் ஒரு பகுதியே உலோகப் பிணைப்பில் பங்கு பெறுகின்றது. பங்கு பெறாத கோடிக் கணக்கான எலெக்ட்ரான்கள் சுயேச்சையாக உலோகப் படிகத்தில் சிதறிக்கிடக்கின்றன. எண்ணற்ற சுயேச்சை எலெக்ட்ரான்களிருப்பதால் எளிதில் மின் கடத்தப்படுகின்றது. உலோகப் பொருட்கள் பளபளப்பாயிருப்பதற்கும் இவ்வித சுயேச்சையான எலெக்ட்ரான்களே காரணமாகும்.

கிராஃபைட்டின் அமைப்பு

கிராஃபைட் என்னும் பொருள் கரியின் ஒரு மாற்று அமைப்புள்ள பொருளாகும். கிராஃபைட்டில் வைரத்தைப் போன்று கார்பன் அணுக்களே உள்ளன. ஆனால், வைரத்திற்கும், கிராஃபைட்டிற்கும் பல பௌதிக வேற்றுமைகள் உள்ளன.

கிராஃபைட் வழுவழுப்பானது. எளிதில் படல் படலாகப் பிரியக்கூடியது. இது ஒரு மின் கடத்தியாகும்.



படம் 53.

ஒவ்வொரு கார்பன் அணுவின் வெளிக் கூட்டிலும், நான்கு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. கிராஃபைட்டிலுள்ள கார்பன் அணுக்கள் ஒவ்வொன்றும், அது இருக்கும் தளத்திலேயே மூன்று கார்பன் அணுக்களுடன் சகபிணைப்பால் இணைக்கப்பட்டுள்ளது. இவை ஒழுங்கான அறுகோண வளையங்களாக அமைகின்றன. ஒவ்வொரு கார்பன் அணுவும் தன்னுடைய வெளிக்கூட்டிலுள்ள மூன்று எலெக்ட்ரான்களை இவ்வித அமைப்பில் உபயோகப் படுத்துகிறது.

ஒவ்வொரு தளத்திலும் இணைந்திருக்கும் கார்பன் அணுக்களுக்கு இடையேயுள்ள தூரம் 1·42 A° ஆகும். ஒரு தளம் அதற்கு அடுத்துள்ள தளத்திலிருந்து 3·41A° தூரத்தில் அமைந்துள்ளது. இரண்டு தளத்திற்கிடையே வாண்டர்வாலின் விசையைப் போன்ற தொரு எளிய பிணைப்பு இருக்கின்றது. ஒவ்வொரு கார்பன் அணுவின் வெளிக்கூட்டில் மீதமுள்ள ஓர் எலெக்ட்ரான் எவ்வித இணைப்பிலும் பங்கு பெறுமல், சுயேச்சையாக உள்ளது. இவ்வாறு கிராஃபைட்டில் எண்ணற்ற சுயேச்சை எலெக்ட்ரான்களிருப்பதால் மின் கடத்தியாகவும் உள்ளது.

தளத்திற்குத் தளம் எவ்வித வேதிப் பிணைப்புமில்லாததால் கிராஃபைட் எளிதில் படல் படலாகப் பெயரக்கூடியதாக இருக்கிறது. இக்காரணம் பற்றியே கிராஃபைட்டைத் திட மசகுப் பொருளாகப் (Solid lubricant) பயன்படுத்துகின்றனர்.

இது போன்றதோர் அமைப்பை மைக்கா, (Mica) டால்க் (Talc) போன்ற பொருட்களிலும் காணலாம்.

அயனிப் பிணைப்பு, சகபிணைப்பு, உலோகப் பிணைப்பு என்ற மூன்று பெரும் பிரிவுகளிருப்பினும் எல்லாப் பொருட்களிலும் ஏதோ ஒரு குறிப்பிட்ட பிணைப்பு மட்டும் அமைவதில்லை. சில பொருட்களில் சில பிணைப்புக்கள் ஒரு வகையிலும், வேறு சில மற்றுமோர் வகையிலுமிருக்கக் கூடும். பல பொருட்களில் பிணைப்புக்கள் இரண்டு வித பிணைப்புக்களுக்கு இடையிலும் அமையக்கூடும். பொருட்களின் பண்புகள் அவற்றினிடையே காணப்படும் பிணைப்புகளின் பண்புகளைப் பொருத்து இருக்கின்றன.

7. சமான எடை எண்
(Equivalent Weight)

[அறிமுகம்—தனிமத்தின் சமான எடை எண்ணைக் காணுதல்—ஹைட்ரஜன் இடப் பெயர்ச்சி முறை — ஆக்சைடு முறை — குளோரைடு முறை—உலோக இடப் பெயர்ச்சி முறை—இரட்டைச் சிதைவு முறை — மின் பகுப்பு முறை — சேர்மங்களின் சமான எடை எண்கள் — அமிலத்தின் சமான எடை — காரத்தின் சமான எடை—ஆக்சிஜனேற்றும் சேர்மத்தின் சமான எடை—ஆக்சிஜன் ஒடுக்கும் சேர்மத்தின் சமான எடை—உப்பின் சமான எடை.]

தனிமங்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று வினை புரிந்து சேர்மங்களை உண்டாக்கும் பொழுது, ஒரு குறிப்பிட்ட எடை விகிதத்திலாவது, அந்தக் குறிப்பிட்ட எடையின் மடங்கிலாவதுதான் வினை புரிகின்றன. பிற தனிமங்களுடன் வினைபுரியக்கூடிய எடை, ஒவ்வொரு தனிமத்திற்கும் தனித்தனியே அமைந்துள்ளது. இந்த எடையையே தனிமத்தின் சமான எடை என்கிறோம். ஹைட்ரஜனின் சமான எடையை நியமமாகக் கொண்டு மற்றெல்லாத் தனிமங்களின் சமான எடைகளையும் ஒப்பிடுகிறோம்.

ஒரு தனிமத்தின் சமான எடை என்பது, 1·008 பங்கு ஹைட்ரஜன், அல்லது 8 பங்கு ஆக்சிஜன், அல்லது 35·45 பங்கு குளோரின், இவற்றுடன் எவ்வளவு பங்கு சேருகிறதோ, அல்லது இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறதோ, அதுவே யாகும்.

தனிமங்கள், ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன், குளோரின் இவற்றுடன் வினைபுரிந்தால்தான் சமான எடையைக்காண முடியுமென்பதில்லை. 1·008, 8, 35·5 முறையே ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன், குளோரின்

இவற்றின் சமான எடைகளாகும். பொதுவாக ஒரு தனிமத்தின் சமான எடையுடன் எந்த எடையுள்ள மற்றொரு தனிமம் கூடுகிறதோ அல்லது இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறதோ அதுவே அந்தத் தனிமத்தின் சமான எடை ஆகும். சமான எடை, ஒரு தனிமம் மற்றொரு தனிமத்துடன் கூடும், அல்லது இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் எடை விகிதமாகையால் இதை ஓர் எண்ணாகவே குறிக்க வேண்டும். எனவே, 'தனிமத்தின் சமான எடை எண்' என்று அழைப்பது சிறந்தது. சமான எடையைக் கிராம் அளவில் குறிக்க வேண்டுமானால், அதைக் கிராம் சமான எடையென்று குறிப்பிடவேண்டும்.

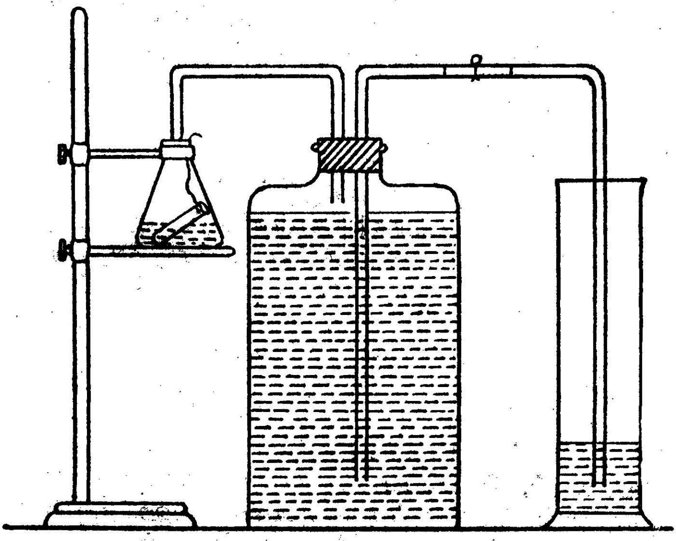
23 பங்கு எடையுள்ள சோடியமும் 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் கூடி சோடியம் ஹைட்ரைடு என்ற சேர்மம் கொடுக்கின்றது. எனவே, சோடியத்தின் சமான எடை எண் 23. இதையே சோடியத்தின் கிராம் சமான எடை 23 கிராம் எனவும் கூறலாம். 12 பங்கு எடையுள்ள மக்னீசியம், நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினை புரிந்து 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்கின்றது. எனவே, மக்னீசியத்தின் சமான எடை எண் 12 எனவும், மக்னீசியத்தின் கிராம் சமான எடை 12 கிராம் என்றும், கூறுகிறோம்.

தனிமத்தின் சமான எடை எண்ணைக் காணுதல் ஹைட்ரஜன் இடப் பெயர்ச்சி முறை

மெக்னீசியம், துத்தநாகம் போன்ற உலோகங்கள் எளிதில் நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்கின்றன. குறிப்பிட்ட எடையுள்ள உலோகத் தனிமம் எவ்வளவு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்கின்றது என்று அறிவதன் மூலம் உலோகத் தனிமத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிடலாம்.

சுமார் இரண்டு லிட்டர் கொள்ளளவு உள்ள ஒரு பெரிய கண்ணாடிக் குப்பி புட்டியை எடுத்துக்கொள். அதன் வாயை இரண்டு துளையுள்ள இரப்பர் அடைப்பானால் மூடு. ஒரு நீண்ட போக்குக் குழாயை ஒரு துவாரத்திலும், ஒரு குட்டையான குழாயை மற்றொரு துவாரத்திலும், படத்தில் காட்டியபடி பொருத்து. குட்டைக் குழாயின் மற்றொரு நுனியை ஒரு கூம்புக் குடுவையின் வாயில் அமைந்துள்ள ஒரு துளையுள்ள இரப்பர் கார்க்கினுள் பொருத்து. நீண்ட குழாயின் மறு முனையை ஓர் இரப்பர் குழாய்த் துண்டினால் மற்றொரு நீண்ட கண்ணாடிக்

குழாயுடன் இணை. அந்தக் கண்ணாடிக் குழாய், அளவு குறியீடுகள் கொண்டுள்ள ஒரு ஜாடியினுள் இருக்குமாறு அமைத்துக்கொள்.



படம் 54.

ஒரு சிறிய சோதனைக் குழலில் துல்லியமான எடை தெரிந்த உலோகத்துகள்களை (துத்தநாகம் அல்லது மெக்னீசியம்) எடுத்துக்கொள். கூம்புக் குடுவையில் கால்பாகம், நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும், பெரிய கண்ணாடிக் குப்பி புட்டியில் முழுவதும் நீரும் எடுத்துக்கொள். கூம்புக் குடுவையின் வாயில் பொருத்தப்பட்டிருக்கும் குழாயின் வழியாகச் சிறிது காற்றைச் செலுத்தி, நீண்ட போக்குக் குழாயையும், அதனுடன் இணைக்கப் பட்டுள்ள கண்ணாடிக் குழாயையும் நீரினால் நிரப்பிக்கொள். சிறிதளவு நீர் அளவு கோடிட்ட ஜாடியினுள் வரும். நீண்ட கண்ணாடிக் குழாயின் நுனி, நீரில் மூழ்கியிருக்கும் வரை ஜாடியினுள் நீரைச் சேகரித்துக் கொள். உலோகத்துகள் உள்ள சோதனைக் குழாயை ஒரு நூலினால் இணைத்து, சோதனைக் குழாயை மெதுவாகக் கூம்புக்குடுவையினுள் படத்தில் காட்டியவாறு பொருத்து. சோதனைக் குழாயின் வாய் நீர்த்த அமிலத்திற்கு மேலேயே இருக்கும். இந்த அமைப்பினுள் இப்போது காற்றுச்செல்ல முடியாதாகையால், ஜாடியினுள் நீர் வருவது நின்றுவிடும். ஜாடியில் நீரின் மட்டத்தைக் (V_1) குறித்துக்கொள். மெதுவாகக் கூம்புக் குடுவையை அசைத்தால் சிறிதளவு நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் குழாயினுள்

சென்று உலோகத்துடன் வினைபுரியும். அமிலத்திலிருந்து ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி அடைந்து பெரிய கண்ணாடிக் குப்பியை அடையும். அங்குள்ள நீர் ஹைட்ரஜனால் அழுத்தப்பட்டு, அளவு கோடிட்ட ஜாடிக்குச் செல்லும். தொடர்ந்து கூம்புக் குடுவையை அசைப்பதன் மூலம் சோதனைக் குழாயிலுள்ள உலோகத் துகள்கள் முழுவதும் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேறும் படிச் செய். பெரிய குப்பியிலிருந்து நீர் வெளி வருவது நின்றுவிட்டால் ஹைட்ரஜன் மேலும் வெளிவராததைக் குறிக்கும். இந்நிலையில் உலோகத் துகள்கள் முற்றிலும் அமிலத்துடன் வினை புரிந்துவிட்டதாகக் கொள்ளலாம். அளவு ஜாடியில் நீரின் மட்டத்தைக் (V_2) குறித்துக்கொள். சோதனை ஆரம்பத்திலிருந்த நீரின் மட்டத்திற்கும், முடிவில் இருந்த நீரின் மட்டத்திற்குமுள்ள வித்தியாசம் (V_2-V_1), இடப்பெயர்ச்சி அடைந்த ஹைட்ரஜனின் பருமனளவைக் குறிக்கும். சோதனைச்சாலையின் வெப்பநிலையையும், அழுத்தத்தையும் குறித்துக்கொள். திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் ஹைட்ரஜனின் பருமனளவைக் கணக்கிட்டு அதன் எடையைக் கண்டுபிடி. குறிப்பிட்ட எடையுள்ள உலோகம், இடப்பெயர்ச்சி செய்த ஹைட்ரஜனின் எடை தெரியுமாதலால், 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய உலோகத்தின் பங்கு எடையைக் கணக்கிடலாம். இந்த விகிதமே உலோகத்தின் சமான எடை எண்ணாகும்.

மாதிரிக் கணக்கு

27°C வெப்பநிலையிலும், 752 மி.மீ. அழுத்தத்திலும், 0·0899 கிராம், உலோகம், 128·9 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனை நீர்த்த அமிலத்திலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்தது. உலோகத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிடுக.

உலோகத்தின் எடை	= 0·0899 கிராம்.
இடப்பெயர்ச்சியடைந்த ஹைட்ரஜனின் பருமனளவு	= 128·9 க.செ.மீ.
சோதனைச் சாலையின் வெப்பநிலை	= 27°C.
	= 273° + 27°A
	= 300°A
சோதனைச்சாலையில் காற்றின் அழுத்தம்	= 752 மி.மீ.
27°C வெப்ப நிலையில் நீராவியின் அழுத்தம்	= 26·75 மி.மீ.

ஹைட்ரஜனின் அழுத்தம் = 752—26·75
725·25. மி.மீ.

திட்டவெப்ப அழுத்த நிலையில் ஹைட்ரஜனின் பருமனளவு } $= \frac{725 \cdot 25 \times 128 \cdot 9}{300} \times \frac{273}{760}$

= 112 க.செ.மீ.

திட்டவெப்ப அழுத்த நிலையில் 11200 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனின் எடை = 1·008 கிராம்.

112 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனை 0·0899 கிராம் உலோகம் இடப்பெயர்ச்சி செய்தது.

11200 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனை $\frac{0 \cdot 0399 \times 11200}{112}$ கிராம் உலோகம் இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் } = 8·99 கிராம்.

உலோகத் தனிமத்தின் சமான எடை எண் } = 8·99.

ஆக்சைடு முறை

சில தனிமங்களைக் காற்றில் சூடாக்கினால் அவை காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனுடன் கூடி ஆக்சைடு சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. சோதனைக்கு எடுத்துக் கொண்ட தனிமத்தின் எடையையும், வினையின் முடிவில் உண்டாகும் ஆக்சைடு சேர்மத்தின் எடையையும், துல்லியமாகக் காணலாம். இரண்டு எடைகளுக்குமுள்ள வித்தியாசம் குறிப்பிட்ட எடையுள்ள தனிமத்துடன் கூடிய ஆக்சிஜனின் எடையாகும். இந்தக் கண்டறிதல்களிலிருந்து 8 பங்கு ஆக்சிஜன் கூடி, சேர்மம் கொடுக்கக் கூடிய தனிம எடையின் பங்கைக் கணக்கிடலாம். இம்முறையில் மக்னீசியத்தின் சமான எடையை எளிதில் காணலாம்.

ஒரு பீங்கான் அல்லது சிலிகான் புடக் குகை ஒன்றின் எடையைக் காண்க. சிறிதளவு மக்னீசியம் துண்டை அதில் எடுத்துக்கொண்டு மீண்டும் எடையைக் காண்க. இரண்டு எடைகளுக்குமுள்ள வித்தியாசம் மக்னீசியம் துண்டின் எடையாகும். மக்னீசியம் அடங்கிய புடக்குகையின் வாயை ஓரளவு மூடி, சூடுபடுத்தினால் மக்னீசியம், காற்றுடன் கூடி, மிகுந்த வேகத்தில் வினை புரியும். வினையில் உண்டான சேர்மம் வெளிச் செல்லாமல், புடக்குகையை மூடியும், சிறிதளவு திறந்தும், எரிகருவியின்

சுடரைக் குறைத்தும் தக்க பாதுகாப்புகள் எடுத்துக் கொண்டு மக்னீசியம் முற்றும் எரியும்படிச் செய். பின்பு, புடக்குகையைச் சுமார் 15 நிமிஷங்கள் நன்கு பழுக்கச் சூடுபடுத்தவும். இப்போது எடுத்துக் கொண்ட மக்னீசியம், முழுமையும் வினையில் பங்கு பெற்று சேர்மங்களாக மாறியதாகக் கொள்ளலாம். மக்னீசியம் காற்றிலுள்ள, ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன், ஆகியவற்றுடன் கூடி முறையே மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு, மக்னீசியம் நைட்ரைடு என்ற சேர்மங்களைத் தருகின்றது.

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

$$3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$$

புடக்குகையை உஷ்ணப்படுத்துவதை நிறுத்தி, அதன் வெப்ப நிலை சிறிதளவு குறைந்தவுடன், அதை உலர்த்தும் கலனுக்கு மாற்று. நன்கு குளிர்ந்தவுடன், புடக்குகையில் இரண்டு மூன்று துளிகள் வாலைவடி நீரைச் சேர். மக்னீசியம் நைட்ரைடு முழுமையும் நீருடன் வினைபுரிந்து மக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடாக மாறுகின்றது. சிறிதளவு மக்னீசியம் ஆக்சைடும் நீரால் சிதைவடைந்து மக்னீசியம் ஹைட்ராக்சைடு உண்டாகிறது.

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3\,Mg\,(OH)_2 + 2NH_3\uparrow$$

$$MgO + H_2O \rightarrow Mg\,(OH)_2$$

புடக்குகையை அதனிலுள்ள சேர்மத்துடன் இலேசாக உஷ்ணப்படுத்தினால், மக்னீசியம் ஹைட்ராக்சைடு சிதைவடைந்து, மக்னீசியம் ஆக்சைடு கிடைக்கும்.

$$Mg\,(OH)_2 \rightarrow Mg\,O + H_2O\uparrow$$

புடக்குகையை முழுக்கச் சூடுபடுத்துவதன் மூலம் உலர்ந்த மக்னீசியம் ஆக்சைடைப் பெறலாம். புடக்குகையை உலர்த்தும் கலனில் குளிரவைத்து அதன் எடையைக் காண்க. அடுத்தடுத்த இரண்டு எடைகள் சமமாக அமையும் வரை, உஷ்ணப்படுத்துதல், குளிர வைத்தல், எடை பார்த்தல், முதலியவற்றைத் தொடர்ந்து செய்ய வேண்டும், இறுதி இரண்டு எடைகள் சமமாக இருந்தால், மக்னீசியம் ஆக்சைடு நன்கு உலர்ந்துவிட்டதை உணரலாம். இந்த எடைக்கும், புடக்குகையின் எடைக்குமுள்ள வித்தியாசம், மக்னீசியம் ஆக்சைடின் எடையாகும். இச்சோதனையின் கண்டறிதல்களிலிருந்து மக்னீசியத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

கீழ்க்காணும், கண்டறிதல்களிலிருந்து மக்னீசியத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

புடக்குகையின் எடை = 32·64 கிராம்.

புடக்குகை + மக்னீசியம் எடை = 33·12 கிராம்.

மக்னீசியம், ஆக்சைடாக மாறிய பிறகு புடக்குகை + மக்னீசியம் ஆக்சைடு } = 33·44 கிராம்.

மக்னீசியத்தின் எடை = 33·12 — 32·64 = 0·48 கிராம்.

மக்னீசியம் ஆக்சைடின் எடை = 33.44 — 32·64.
= 0·80 கிராம்.

ஆக்சிஜனின் எடை = 0·80 — 0·48 = 0·32 கிராம்

0·32 கிராம் ஆக்சிஜன் 0·48 கிராம் மக்னீசியத்துடன் கூடி ஆக்சைடாக மாறுகின்றது.

8 கிராம் ஆக்சிஜன் $\frac{0{\cdot}48 \times 8}{0{\cdot}32}$ கிராம் மக்னீசியத்துடன் கூடி ஆக்சைடைத் தரும்.

∴ மக்னீசியத்தின் சமான எடை எண் = $\frac{0{\cdot}48 \times 8}{0{\cdot}32} = 12$

காப்பர், ஈயம் போன்ற உலோகங்களைக் காற்றில் உஷ்ணப் படுத்துவதால், அவை அளவறியாக, (Quantitatively) முற்றிலும் ஆக்சைடாக மாறுமல், அதன் புறப்பரப்பில் மட்டும் ஆக்சிஜனேற்றம் ஏற்படும். இவ்வகை உலோகத் தனிமங்களின் சமான எடைகளைக் காண அந்த உலோகத் துகள்களை மறைமுகமான (Indirect) வழியில், ஆக்சைடுகளாக மாற்றவேண்டும்.

ஒரு பீங்கான் கிண்ணத்தின் எடையைக் கண்டுபிடி. அதில் சிறு காப்பர் உலோகத் துண்டுகளைப்போட்டு மொத்த எடையைக் காண்க. இவ்விரு எடைகளுக்குமுள்ள வித்தியாசம் காப்பர் உலோகத் துண்டுகளின் எடையாகும். ஒரு குவிந்த கண்ணுடியினுல் பீங்கான் கிண்ணத்தை ஓரளவு மூடி, சிறிது சிறிதாக 1 : 1 நைட்ரிக் அமிலத்தைப் பீங்கான் கிண்ணத்தில் ஊற்று. காப்பர், நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து காப்பர் நைட்ரேட் கரைசல் உண்டாகிறது. பீங்கான் கிண்ணத்தைச் சிறிது உஷ்ணப்படுத்துவதன் மூலம், வேதி வினையைத் துரிதப் படுத்தலாம். கிண்ணத்திலிருந்து கரைசல் வெளியில் சிதருமல்

முன்னெச்சரிக்கைகள் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். குவிந்த கண்ணாடியின் பரப்பில் ஒட்டியுள்ள கரைசலை வாலைவடி நீரால் கழுவி, கழுவு நீரையும் பீங்கான் கிண்ணத்திலுள்ள கரைசலுடன் அளவறியாகச் சேர்த்துக்கொள். பீங்கான் கிண்ணத்தைச் சூடு படுத்துவதன் மூலம் கரைசலிலுள்ள நீரை வெளியேறச் செய்ய லாம். பீங்கான் கிண்ணத்தில் தங்கியுள்ள கரைபொருளான காப்பர் நைட்ரேட்டை மேலும் சூடுபடுத்தினால் அது சிதைவு அடைந்து காப்பர் ஆக்சைடாக மாறுகின்றது.

$$3\,Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3\,Cu(NO_3)_2 + 4\,H_2O + 2\,NO \uparrow$$

$$2\,Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2\,CuO + 4\,NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

நீல நிறமான காப்பர் நைட்ரேட் முழுமையுமாகக் கறுப்பு நிறமான காப்பர் ஆக்சைடாக மாறும் வரையில் சூடாக்கு. பின்பு மேலும் சில நிமிஷங்கள் சூடாக்கி, உலர்த்தும் கலனில் குளிர வைத்துப் பீங்கான் கிண்ணத்திலுள்ள ஆக்சைடின் எடையைக் கண்டுபிடி. இச்சோதனையின் கண்டறிதல்களிலிருந்து குறிப் பிட்ட எடையுள்ள காப்பர், கூடி வினைபுரியும் ஆக்சிஜனின் எடையைக் கணக்கிடலாம். இதிலிருந்து காப்பரின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

காப்பரின் சமான எடையைப் பின்வரும் கண்டறிதல்களி லிருந்து கணக்கிடுக.

பீங்கான் கிண்ணத்தின் எடை = 36·84 கிராம்.

பீங்கான் கிண்ணம் + காப்பர் துண்டுகளின் எடை = 38·10 கிராம்

பீங்கான் கிண்ணம் + காப்பர் ஆக்சைடு எடை = 38·42 கிராம்

காப்பரின் எடை = 38·10 — 36·84 = 1·26 கிராம்.

காப்பர் ஆக்சைடின் எடை = 38·42 — 36·84 = 1·58 கிராம்.

ஆக்சிஜனின் எடை = 1·58 – 1·26 = 0·32 கிராம்.

0·32 கிராம் ஆக்சிஜன் 1·26 கிராம் காப்பருடன் கூடுகிறது.

8 கிராம் ஆக்சிஜன் $\frac{8 \times 1{\cdot}26}{0{\cdot}32}$ கிராம் காப்பருடன் கூடும்.

காப்பரின் சமான எடை எண் = $\frac{8 \times 1{\cdot}26}{0{\cdot}32} = 31{\cdot}5$

சல்ஃபர், கார்பன் போன்ற சில திடத் தனிமங்களை ஆக்சைடுகளாக மாற்றும் பொழுது அவை வாயுப் பொருள்களாக உள்ளன.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
(திடப்பொருள்) (வாயுப்பொருள்)

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$
(திடப்பொருள்) (வாயுப்பொருள்)

இவ்வகைத் தனிமங்களின் எடைகளைத் துல்லியமாகக் கண்டு பிடித்து, அவற்றின் ஆக்சைடுகளைத் தகுந்த கரைசல்களில் குமிழிடச் செய்தால் வாயு ஆக்சைடுகள் கரைசல்களினுல் ஈர்க்கப் படுகின்றன. கரைசல்களின் முதல், இறுதி எடைகளிலிருந்து ஆக்சைடுகளின் எடையைக் கணக்கிடலாம். கார்பன்டை ஆக்சைடு போன்ற வாயு ஆக்சைடுகள் அடர் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலினுல் ஈர்க்கப்படுகின்றன.

$$CO_2 + 2\,KOH \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$$
$$SO_2 + 2\,KOH \rightarrow K_2SO_3 + H_2O$$

குறிப்பிட்ட எடையுள்ள தனிமத்தை ஆக்சைடாக மாற்றி அதன் எடையைக் காண்பதற்கு மாற்றுவழியாக ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள தனிம ஆக்சைடைத் தகுந்த முறையில் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் செய்து கிடைக்கும் தனிமத்தின் எடையையும் காணலாம்.

குளோரைடு முறை

குளோரினின் சமான எடையை அடிப்படையாகக் கொண்டு, நீரில் கரையாத குளோரைடுகளைக் கொடுக்கக் கூடிய தனிமங் களின் சமான எடையை எளிதில் கணக்கிடலாம், காரீயம், வெள்ளி போன்ற தனிமங்களின் குளோரைடு சேர்மங்கள் நீரில் கரைவதில்லை,

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வெள்ளித் துகள்களை ஒரு பீங்கான் கிண்ணத்தில் எடுத்துக்கொள். ஒரு குவிந்த கண்ணுடி யால் பீங்கான் கிண்ணத்தை ஓரளவு மூடி, 1 : 1 விகிதத்திலுள்ள நீர்த்த நைட்ரிக்அமிலத்தை ஊற்று. அமிலத்துடன் வெள்ளி வினை புரிந்து, வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலாக மாறுகின்றது. வெள்ளித் துகள்கள் யாவும் கரைந்தவுடன், குவிந்த கண்ணுடியின் அடிப் பாகத்தைக் கழுவி, அக்கழிவு நீரையும் பீங்கான் கிண்ணத்திலுள்ள

கரைசலுடன் சேர்த்துக்கொள். ஒரு கண்ணாடிக் குழியின் வழியாகத் தூய, நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை ஊற்று. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் கரைசலுடன் வினை புரிந்து வெள்ளிக் குளோரைடு வீழ்படிவு உண்டாகிறது. வீழ்படிவு முற்றுப் பெற்றதை மேலுள்ள தெளிந்த நீருடன் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் வினைபுரியாததிலிருந்து அறியலாம். பீங்கான் கிண்ணத்திலுள்ள வீழ்படிவுக் கலவையை நீர்த் தொட்டியில் வைத்துச் சுமார் 30 நிமிஷங்கள் சூடு செய்து, பின்பு குளிரவை. இதனால் வெள்ளிக்குளோரைடு வீழ்படிவு பெரியதாகிறது; எளிதில் வடிகட்டிப் பிரிக்கக் கூடிய நிலையையும் அடைகின்றது. வெள்ளிக் குளோரைடைப் போக்குப் பளிங்கு பொருத்தப்பட்ட ஒரு புடக் குகையின் (Sintered crucible) மூலமாக வடி கட்டு. வெள்ளிக் குளோரைடு புடக்குகையில் தங்கிவிடும். தகுந்த முறையில் வீழ்படிவைக் கழுவினபின், புடக்குகையை 100°C—105°C வெப்ப நிலையில் சுமார் 20 நிமிஷங்கள் வைத்திருந்து எடையைக் காண்க. மீண்டும், மீண்டும் 5 நிமிடங்கள் 100°C—105°C வெப்ப நிலையில் உஷ்ணப் படுத்தி, பின் உலர்த்தும் கலனில் குளிர வைத்து எடையைக் காண்க. அடுத்தடுத்த இரண்டு எடைகள் ஒன்றாக அமைந்தால், அதுவே உலர்ந்த வெள்ளிக் குளோரைடின் எடையாகும் என அறிக. வெள்ளிக் குளோரைடின் எடையிலிருந்து குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வெள்ளி, கூடியுள்ள குளோரினின் எடையைக் கணக்கிடலாம். குளோரினின் கிராம் சமான எடை 35·5 கிராமாகையால், வெள்ளியின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள கண்டறிதல்களிலிருந்து வெள்ளியின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

வெள்ளியின் எடை = 0·3195 கிராம்.

போக்குப் பளிங்கு பொருந்திய புடக்குகையின் எடை } = 32·0245 கிராம்.

புடக்குகை + வெள்ளிக் குளோரைடின் எடை } = 32·4491 கிராம்.

வெள்ளியின் எடை = 0·3195 கிராம்.

வெள்ளிக் குளோரைடின் எடை = 32·4491—32·0245
= 0·4246 கிராம்.

குளோரினின் எடை = 0·4246 — 0·3195 = 0·1051 கிராம்.

0·1051 கிராம் குளோரின் 0·3195 கிராம் வெள்ளியுடன் கூடியுள்ளது.

35·5 கிராம் குளோரின் $\frac{0·3195 \times 35·5}{0·1051}$ கிராம் வெள்ளியுடன் வினை புரியும்.

வெள்ளியின் சமான எடை எண் $= \frac{0·3195 \times 35·5}{0·1051}$

$= \mathbf{107·8}$

வெள்ளி, குளோரின், இவற்றின் சமான எடை தெரிந்துள்ளதால், நீரில் கரையக் கூடிய குளோரைடுகளைக் கொடுக்கக்கூடிய தனிமங்களின் சமான எடைகளையும், மறை முகமான வழியில் காணலாம். தெரிந்த எடையுள்ள தூய ஒரு தனிம குளோரைடைக் கரைசலாக ஆக்கி வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலுடன் வினை புரியச் செய்யலாம். வெள்ளிக் குளோரைடு வீழ்படிவாகப் படியும். தகுந்த முறையில் வெள்ளிக் குளோரைடு வீழ்படிவை வடிகட்டி, உலரவைத்து, அதன் எடையைத் துல்லியமாகக் காணலாம். வெள்ளிக் குளோரைடு சேர்மத்திலுள்ள குளோரைடு பகுதியை, வெள்ளியின் சமான எடையிலிருந்து கணக்கிடலாம். வெள்ளிக் குளோரைடு சேர்மத்திலுள்ள குளோரைடு பகுதி முழுமையும், தனிம குளோரைடிலிருந்தே வந்திருக்கவேண்டும். எனவே, தனிம குளோரைடில் குளோரைடின் பகுதி, தனிமத்தின் பகுதி இவ்விரண்டையும் கண்டறிந்து அதிலிருந்து தனிமத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம். இம்முறையில் சோடியம், பேரியம் போன்ற உலோகத் தனிமங்களின் சமான எடைகளை எளிதில் கண்டறியலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

0·2464 கிராம் பேரியம் குளோரைடு வாலை வடிநீரில் கரைக்கப் பட்டது. கரைசலைச் சிறிதளவு அதிகமாயுள்ள வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலுடன் வினை புரியச் செய்து கிடைத்த வெள்ளிக் குளோரைடின் எடை 0·3391 கிராம் என்றால், பேரியத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக

வெள்ளிக் குளோரைடின் எடை = 0·3391 கிராம்

வெள்ளியின் சமான எடை = 107·88

குளோரினின் சமான எடை = 35·46

143·34 கிராம் வெள்ளிக் குளோரைடில் 35·46 கிராம் குளோரின் இருக்கும்.

0·3391 கிராம் வெள்ளி குளோரைடில் இருக்கும் குளோரினின் எடை $= \frac{0 \cdot 3391 \times 3546}{143 \cdot 34}$

$= 0 \cdot 0839$ கிராம்

பேரியம் குளோரைடின் எடை $= 0 \cdot 2464$ கிராம்

பேரியம் குளோரைடில் குளோரினின் எடை $= 0 \cdot 0839$ கிராம்

பேரியத்தின் எடை $= 0 \cdot 2464 - 0 \cdot 0839$

$= 0 \cdot 1625$ கிராம்

0·0839 குளோரின் 0·1625 பேரியத்துடன் கூடியிருந்தது.

35·46 கிராம் குளோரின் $\frac{0 \cdot 1625 \times 35 \cdot 45}{0 \cdot 0839}$ கிராம் பேரியத்துடன் கூடும்

∴ பேரியத்தின் சமான எடை எண் $= \frac{0 \cdot 1625 \times 35 \cdot 45}{0 \cdot 0839}$

$= \mathbf{68 \cdot 8}$

பேரியத்தின் சமான எடையை வேறு ஒரு முறையிலும் கணக்கிடலாம்.

மாற்று முறை

பேரியத்தின் சமான எடை X என்க

குளோரினின் சமான எடை $= 35 \cdot 46$

வெள்ளியின் சமான எடை $= 107 \cdot 88$

பேரியம் குளோரைடின் எடை $= 0 \cdot 2464$ கிராம்

வெள்ளிக் குளோரைடின் எடை $= 0 \cdot 3391$ கிராம்

$$\frac{\text{பேரியம் சமான எடை} + \text{குளோரின் சமான எடை}}{\text{வெள்ளியின் சமான எடை} + \text{குளோரின் சமான எடை}} = \frac{\text{பேரியம் குளோரைடின் எடை}}{\text{வெள்ளிக் குளோரைடின் எடை}}$$

$$\frac{X + 35{\cdot}46}{107{\cdot}88 + 35{\cdot}46} = \frac{0{\cdot}2464}{0{\cdot}3391}$$

$$X + 35{\cdot}46 = \frac{0{\cdot}2464}{0{\cdot}3391} \times 143{\cdot}34 = 104{\cdot}46$$

$$X = 104{\cdot}46 - 35{\cdot}46 + 68{\cdot}8$$

பேரியத்தின் சமான எடை எண் = **68·8**

உலோக இடப் பெயர்ச்சி முறை

தீவிரமாக வினைபுரியக் கூடிய உலோகங்கள், தீவிரமற்ற உலோகங்களை அவைகளின் சேர்மக் கரைசல்களிலிருந்து இடப் பெயர்ச்சி செய்கின்றன. தீவிரம், அல்லது தீவிரமற்ற தன்மைகளை உலோகங்களின் மின்வேதி வரிசைப் பட்டியலிலிருந்து அறியலாம். எடுத்துக் காட்டாகத் துத்தநாகத்தின் நியம மின் அழுத்தம் (25°C வெப்ப நிலையில்) — 0·76 ஆகும். செம்பின் நியம மின் அழுத்தம் +0·34 ஆகும். எனவே, துத்தநாகம் செம்பை அதன் உப்புக் கரைசலிலிருந்து வெளியேற்றும்.

$$Zn + Cu\,SO_4 \rightarrow Zn\,SO_4 + Cu \downarrow$$

வெள்ளியின் நியம மின் அழுத்தம் + 0·84. எனவே, துத்தநாகம், வெள்ளி உப்புக் கரைசலுடன் வினைபுரிந்து வெள்ளியை வெளியேற்றும்.

$$Zn + 2\,Ag\,NO_8 \rightarrow Zn\,(NO_8)_2 + 2\,Ag \downarrow$$

செம்பு, வெள்ளி உப்புக் கரைசலுடன் வினைபுரிந்து வெள்ளியை வெளியேற்றும்.

$$Cu + Ag\,NO_8 \rightarrow Cu\,(NO_8)_2 + 2\,Ag \downarrow$$

வினைபுரியும் உலோகத்தின் எடையும், இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட உலோகத்தின் எடையும், அவற்றின் சமான எடைகளின் விகிதத்தில் அமையும். இரண்டு உலோகங்களில் ஒன்றின் சமான எடையும், இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் உலோகத்தின் எடையும், இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட உலோகத்தின் எடையும் தெரியுமானால், சமான எடை தெரியாத உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

$$\frac{\text{இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் உலோகத்தின் எடை}}{\text{இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட உலோகத்தின் எடை}}$$

$$= \frac{\text{இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் உலோகத்தின் சமான எடை}}{\text{இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட உலோகத்தின் சமான எடை}}$$

சுமார் 0·3 லிருந்து 0.4 கிராம் எடையுள்ள துத்தநாகச் சிறுமணிகளின் எடையைத் துல்லியமாகக் கண்டுபிடி. ஒரு பீங்கான் கிண்ணத்தில் அதிக அடர்வுள்ள வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலை எடுத்துக் கொண்டு துத்தநாக சிறுமணிகளை அதில் போடு. துத்தநாகம் வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலிலுள்ள வெள்ளியை வெளியேற்றுவதால் வெள்ளித்துகள்கள் துத்தநாகச் சிறுமணிகள்மேல் படிகின்றன. ஒரு கண்ணாடிக் குச்சியினால் அடிக்கடி துத்தநாகச் சிறுமணிகளைச் சுரண்டுவதன் மூலம் அதன் புதிய புறப்பரப்பு வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலுடன் வினை புரியும்படிச் செய். பீங்கான் கிண்ணத்தை ஒரு நீர்த் தொட்டியில் வைத்துச் சிறிது வெப்பப்படுத்தினால் வினை வேகமாக நடைபெறும். சில நிமிஷங்களில் துத்தநாக மணிகளுக்குப் பதிலாக வெள்ளித் துகள்கள் பீங்கான் கிண்ணத்தின் அடியில் படியும். வினைமுடிவுற்ற பிறகு, வெள்ளித்துகள்களை நன்கு, வாலைவடி நீரால் கழுவவும். வெள்ளித் துகள்களைத் தகுந்த முறையில் உலர வைத்து அதன் எடையைத் துல்லியமாகக் காண்க.

$$Zn + 2\,Ag\,NO_3 \rightarrow Zn\,(NO_3)_2 + 2\,Ag \downarrow$$

வெள்ளியின் சமான எடை 107·8 எனக் கொண்டு கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள சமன்பாட்டின் மூலம் துத்தநாகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

$$\frac{\text{துத்தநாகச் சிறுமணிகளின் எடை.}}{\text{வெளியேற்றப்பட்ட வெள்ளித் துகள்களின் எடை.}} = \frac{\text{துத்தநாகத்தின் சமான எடை.}}{107{\cdot}8}$$

$$\left.\begin{array}{r}\text{துத்தநாகத்தின்}\\ \text{சமான எடை}\end{array}\right\} = \frac{\text{துத்தநாகச் சிறுமணிகளின் எடை} \times 107{\cdot}8}{\text{வெளியேற்றப்பட்ட வெள்ளித் துகள்களின் எடை.}}$$

மாதிரிக் கணக்கு

0·23 கிராம் எடையுள்ள மக்னீசியம் சிறு மணிகள், 2·037 கிராம் எடையுள்ள வெள்ளியை, வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்தன. வெள்ளியின் சமான எடை 107·8 என்றால், மக்னீசியத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

$$Mg + 2\,Ag\,NO_3 \rightarrow Mg\,(NO_3)_2 + 2\,Ag \downarrow$$

மக்னீசியம் சிறு மணிகளின் எடை = 0·23 கிராம்.

இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட வெள்ளியின் எடை
= 2·037 கிராம்.

வெள்ளியின் சமான எடை = 107·8.

$$\frac{\text{மக்னீசியம் சமான எடை}}{\text{வெள்ளி சமான எடை}} = \frac{\text{மக்னீசியத்தின் எடை}}{\text{வெள்ளித் துகள்களின் எடை}}$$

$$\text{மக்னீசியத்தின் சமான எடை எண்} = \frac{0·23}{2·037} \times 107·8$$

$$= 12·16.$$

இரட்டைச் சிதைவு முறை

பொதுவாகச் சேர்மங்களில் இரண்டு உறுப்புகள் உள்ளன. ஒன்றை உலோக உறுப்பு அல்லது கார உறுப்பென்றும், மற்றதை அலோக அல்லது அமில உறுப்பென்றும் கூறுகின்றோம். சேர்மம், மின்பகு பொருளாக இருந்தால், உலோக, அலோக உறுப்புகளை முறையே, நேர்மின் உறுப்பென்றும், எதிர்மின் உறுப்பென்றும் கூறுகின்றோம். ஒரு சேர்மத்தின் சமான எடை என்பது அச்சேர்மத்திலுள்ள உறுப்புக்களின் சமான எடைகளின் கூட்டுத்தொகையாகும்.

சேர்மத்தின் சமான எடை = நேர்மின் உறுப்பின் சமான எடை + எதிர்மின் உறுப்பின் சமான எடை.

ஒரு சேர்மத்தின் கரைசலைத் தகுந்த வினைப்பொருள்களுடன் வினைபெறச் செய்தால், வீழ்படிவாக உலோகச் சேர்மத்தை அடையலாம். சோதனைக்கு எடுத்துக்கொண்ட சேர்மத்தின் எதிர்மின் உறுப்பின் சமான எடையும், வீழ்படிவாக அடைந்த சேர்மத்தின் சமான எடையும் தெரிந்தால், குறிப்பிட்ட எடையுள்ள சேர்மத்தை, வீழ்படிவாக அடைந்து, அந்த வீழ்படிவின் எடையைக் காண்பதன் மூலம் நேர்மின் உறுப்பின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

இம் முறையால் பேரியத்தின் சமான எடையை எளிதில் அறியலாம். தூயதாகக் கிடைக்கும் சுமார் 0·3 கிராம் எடையுள்ள பேரியம் குளோரைடின் எடையைத் துல்லியமாகக் கண்டுபிடி. ஒரு முகவையிலுள்ள வாலை வடிநீரில் இந்தப்பேரியம் குளோரைடைக் கரைத்துக்கொள். ஒரு நீர்த்தொட்டியில் முகவையிலுள்ள கரைசலை வைத்து உஷ்ணப்படுத்து. சூடான கரைசலுடன் சிறிது சிறிதாகத் தூய சல்ஃப்யூரிக் அமிலக்கரைசலை ஊற்று. பேரியம் சல்ஃபேட் என்ற வீழ்படிவு கீழே படிகின்றது.

முகவையைச் சிறிது நேரம் சூடேற்றி வீழ்படிவைப் படியச் செய். வீழ்படிவு நன்கு படிந்தபின் தெளிவில் மீண்டும் சில துளிகள் அமிலக் கரைசலைச் சேர்த்து வீழ்படிவு, முற்றுப் பெற்றுள்ளதைச் சோதித்துப் பார்த்துக்கொள்.

ஒரு கண்ணாடிப் புனலில் அளவற்றி வடிதாளைப் பொருத்தி ஒரு கண்ணாடிக்கழி வழியே கரைசலை இறுத்துக்கொள். தெளிவு முற்றிலும் வடிந்தபின் வீழ்படிவைச் சூடான வாலைவடி நீரால் கழுவி இறுத்துக்கொள். இறுதியில், முகவையிலுள்ள வீழ்படிவு முழுமையும் வடிதாளுக்கு மாற்று. புனலிலுள்ள நீர் முற்றிலும் வடிந்தபிறகு, தகுந்த முறையில் வீழ்படிவைப் பெற்றுள்ள வடிதாளை உலர்த்து. வடிதாளை வீழ்படிவுடன் மடித்து எடை கண்ட சிலிகான் புடக்குகையில் வை. புடக்குகையைச் சூடாக்கி வடிதாளை முற்றிலும் எரித்து, ஆவியாக்க வேண்டும். இந்நிலையில் பேரியம் சல்ஃபேட்டும் உலர்ந்த நிலையிலிருக்கும். புடக்குகையை உலர்த்துக் கலனில் வைத்து, குளிர்ந்த பின்னர் அதன் எடையைக் காண்க. அடுத்தடுத்த எடைகள் சமமாகும் வரை சூடேற்றல், குளிர வைத்தல், எடைகாணுதல், முதலியவற்றைச் செய்க. இறுதியில் காணும் எடையில், புடக்குகையின் எடையைக் கழித்தால், பேரியம் சல்ஃபேட்டின் எடை கிடைக்கும்.

குளோரைடு அயனியின் (Cl^-) சமான எடை எண் $=35{\cdot}46$.

சல்ஃபேட் அயனியின் சமான எடை எண் (SO_4^{--}) $= 48$.

பேரியத்தின் சமான எடை x என்க.

பேரியம் குளோரைடின் சமான எடை எண் = பேரியத்தின் சமான எடை + குளோரைடின் சமான எடை

$$= x + 35{\cdot}46.$$

பேரியம் சல்ஃபேட்டின் சமான எடை எண் = பேரியத்தின் சமான எடை + சல்ஃபேட்டின் சமான எடை

$$= x + 48.$$

$$\frac{\text{பேரியம் குளோரைடின் எடை}}{\text{பேரியம் சல்ஃபேட்டின் எடை}} = \frac{x + 35{\cdot}46}{x + 48}$$

இந்தச் சமன்பாடிலிருந்து பேரியத்தின் சமான எடையைக் (xன் மதிப்பு) கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

0·421 கிராம் எடையுள்ள ஓர் உலோகக் குளோரைடு 0·472 கிராம் எடையுள்ள சல்ஃபேட்டாக மாற்றப்பட்டது.

குளோரினின் சமான எடை எண் 35·46 என்றும், சல்ஃபேட்டின் சமான எடை எண் 48 எனவும் கொண்டால், உலோகத்தின் சமான எடையைக் காண்க.

உலோகத்தின் சமான எடை x என்க

உலோகக் குளோரைடின் சமான எடை = உலோகத்தின் சமான எடை + குளோரைடின் சமான எடை

$= x + 35{\cdot}46$

உலோகச் சல்ஃபேட்டின் சமான எடை = உலோகத்தின் சமான எடை + சல்ஃபேட்டின் சமான எடை

$= x + 48$

$$\frac{\text{உலோகக் குளோரைடின் எடை}}{\text{உலோகச் சல்ஃபேட்டின் எடை}} = \frac{x + 35{\cdot}45}{x + 48}$$

$$\frac{0{\cdot}421}{0{\cdot}472} = \frac{x + 35{\cdot}46}{x + 48}$$

$$(x + 35{\cdot}46)\, 0{\cdot}472 = 0{\cdot}421\, (x + 48)$$

$$0{\cdot}472\, x + (35{\cdot}46 \times 472) = 0{\cdot}421\, x + (0{\cdot}421 \times 48)$$

$$0{\cdot}051\, x = 3{\cdot}47$$

$$x = \frac{3{\cdot}41}{0{\cdot}051}$$

$$= 68{\cdot}03$$

உலோகத்தின் சமான எடை எண் = **68·03**

சேர்மங்களை வீழ்படிவாகப் பெறுவதற்குப் பதிலாக, முழுமையுமாக வேறு சேர்மமாக ஆக்க முடியுமானாலும் இம் முறையைப் பயன்படுத்தலாம். கால்சியம், மக்னீசியம் போன்ற உலோகக் கார்பனேட்டுகள் சூடாக்கப்பட்டால் உலோக ஆக்ஸைடு களாக மாறுகின்றன. கார்பனேட், ஆக்சைடு, இவற்றின் எடை களிலிருந்து உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

1·5 கிராம் எடையுள்ள ஓர் உலோகக் கார்பனேட்டைச் சூடாக்கியதில் 0·84 கிராம் உள்ள ஆக்சைடு கிடைத்தால், உலோகத்தின் சமான எடையைக் காண்க.

ஆக்சைடு உறுப்பின் $[O^{--}]$ சமான எடை எண் = 8

கார்ப்பனேட் உறுப்பின் $[CO_3^{--}]$ சமான எடை எண் = 30

உலோகத்தின் சமான எடை எண் x என்க

$$\frac{x + 30}{x + 8} = \frac{1{\cdot}5}{0{\cdot}84}$$

$$1{\cdot}5\,(x + 8) = 0{\cdot}84\,(x + 30)$$

$$1{\cdot}5\,x + 12 = 0{\cdot}84\,x + 25{\cdot}20$$

$$1{\cdot}5\,x - 0{\cdot}84\,x = 25{\cdot}2 - 12$$

$$0{\cdot}66\,x = 13{\cdot}0$$

$$x = \frac{13.0}{0.66}$$

$$= 19.7$$

∴ உலோகத்தின் சமான எடை எண் = **19.70**

மின் பகுப்பு முறை

ஃபாரடேயின் மின்பகுப்பு இரண்டாம் விதிப்படி, வெவ்வேறு மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களில் ஒரே அளவு மின்னோட்டத்தை ஒரே நேரத்திற்குச் செலுத்தினால், மின் முனைகளில் படியும் பொருள்கள், அவற்றின் சமான எடைகளின் விகிதத்திலிருக்கும்.

எனவே, தொடர் அடுக்கு முறையில், இரண்டு உலோக உப்புக் கரைசலின் வழியே நேர் மின்னோட்டத்தைச் செலுத்துவதன் மூலம், எதிர்மின் முனைகளில் உலோகங்களைப் படிய வைக்கலாம். எதிர்மின் முனைகளில் படிந்த உலோகங்களின் எடைகளும், அவைகளின் ஒன்றின் சமான எடையும் தெரிந்தால் மற்றதின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

தொடர் அடுக்கில் அமைக்கப்பட்டுள்ள, காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசல், வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசல், இவற்றின் மூலம் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு மின்னோட்டம் செலுத்தப்பட்டது. எதிர்மின் முனைகளில், முறையே 0·401 கிராம் காப்பரும், 1·360 கிராம் வெள்ளியும் படிந்திருந்தன. வெள்ளியின் சமான எடை 107·9 என்றால், செம்பின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

ஃபாரடேயின் மின்பகுப்பு இரண்டாம் விதிப்படி,

$$\frac{\text{காப்பரின் எடை}}{\text{வெள்ளியின் எடை}} = \frac{\text{காப்பரின் சமான எடை}}{\text{வெள்ளியின் சமான எடை}}$$

காப்பரின் சமான எடை x என்க.

$$\frac{0{\cdot}401}{1{\cdot}36} = \frac{x}{107{\cdot}9}$$

$$x = \frac{0{\cdot}401}{1{\cdot}36} \times 107{\cdot}9 = 31{\cdot}8$$

காப்பரின் சமான எடை எண் = **31·8**

சேர்மங்களின் சமான எடை எண்கள்
(Equivalant weights of compounds)

ஒரு தனிமம் மற்றொரு தனிமத்துடன் வினைபுரியும் பொழுது ஒரு குறிப்பிட்ட எடை விகிதத்தில் தான் வினைபுரியுமென்று கண்டோம். அதுபோலவே ஒரு சேர்மம் மற்றொரு சேர்மத்துடன் வினை புரியும் பொழுதும், ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில்தான் வினைபுரிகின்றது. இந்த விகித எடையையே சேர்மத்தின் சமான எடையென்று கூறுகின்றோம். ஒரு சேர்மத்தில் உலோக உறுப் பென்றும், அலோக உறுப்பென்றும் உண்டென்று அறிந்தோம். அந்த உறுப்புக்களின் சமான எடைகளின் கூட்டுத் தொகையே, சேர்மத்தின் சமான எடையாகும். சேர்மங்கள் பலவித பண்பு களைப் பெற்றுள்ளன. சேர்மங்களை அவற்றின் பண்புகளுக்கேற்ப அமிலங்கள், காரங்கள், ஆக்சிஜன் ஏற்றும் சேர்மங்கள், ஆக்சிஜன் ஒடுக்கும் சேர்மங்கள், உப்புகள் என்று பலவகையாகப் பாகுபடுத்தலாம்.

அமிலத்தின் சமான எடை

எல்லா அமில மூலக்கூறுகளும் இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய ஹைட்ரஜன் அணுக்களைப் பெற்றுள்ளன. ஓர் அமிலத்தின் சமான எடை அதன் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள இடப்பெயர்ச்சி பெறக்கூடிய ஹைட்ரஜனைப் பொறுத்திருக்கும். 1·008 பங்கு இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய ஹைட்ரஜனைப் பெற்றுள்ள அமிலத்தின் பங்கே அதன் சமான எடையாகும்.

$$\left.\begin{array}{l}\text{அமிலத்தின் சமான}\\ \text{எடை}\end{array}\right\} = \frac{\text{அமிலத்தின் மூலக்கூறெடை}}{n}$$

n என்பது அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறில் அடங்கியுள்ள இடப் பெயர்ச்சி பெறக்கூடிய ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை.

அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள, இடப்பெயர்ச்சி பெறக் கூடிய ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை அந்த

அமிலத்தின் காரத்துவம் என்றும் கூறுவதுண்டு. ஓர் அமிலம் எத்தனை வகை உப்புக்களைக் கொடுக்கின்றது என்பதிலிருந்து காரத்துவத்தை அறியலாம்.

$$\text{அமிலத்தின் சமான எடை} = \frac{\text{அமிலத்தின் மூலக்கூறெடை}}{\text{அமிலத்தின் காரத்துவம்}}$$

சில அமிலங்களின் மூலக் கூறுகளிலுள்ள எல்லா ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், இடப்பெயர்ச்சி பெறக் கூடியவை. வேறு சில அமிலங்களின் மூலக்கூறுகளிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களில் சில அணுக்களே இடப்பெயர்ச்சி பெறக் கூடியவை.

அமிலத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு	இடப்பெயர்ச்சி பெறக்கூடிய ஹைட்ரஜன் அணுக் களின் எண்ணிக்கை அல்லது காரத்துவம்	மூலக்கூறெடை எண்	சமான எடை எண்
1) HCl	1	36·5	36·5
2) H_2SO_4	2	98	49
3) H_3PO_4	3	98	32·6
4) $H_2C_2O_4\,2H_2O$	2	126	63
5) CH_3COOH	1	60	60
6) H_3PO_3	2	82	41

காரத்தின் சமான எடை

அமிலத்தின் சமான எடையை அதன் மூலக்கூறிலுள்ள இடப்பெயர்ச்சி பெறக்கூடிய ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையிலிருந்து அறிந்தோம். சில காரங்களில் ஹைட்ராக்சைடு என்ற உறுப்பு காணப்படுகின்றது. காரத்தின் சமான எடையை அதன் மூலக்கூறிலுள்ள ஹைட்ராக்சைடு உறுப்புக்களின் எண்ணிக்கையிலிருந்து கணக்கிடலாம். எல்லாக் காரங்களுக்கும் ஹைட்ராக்சைடு உறுப்பு இருக்கவேண்டு மென்பதில்லை. காரமென்பது அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து நடுநிலையாகக் கூடிய ஒரு சேர்மமாகும். 'ஒரு சமான எடை பங்குள்ள அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து நடுநிலையாக்கக்கூடிய காரத்தின் எடையின் பங்கே அதன் சமான எடையாகும்'.

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

இந்த நடுநிலையாக்கல் வினையில் ஒரு மூலக்கூறெடையுள்ள ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், ஒரு மூலக்கூறெடையுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைபுரிகின்றது. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறில், இடப்பெயர்ச்சி பெறக் கூடிய ஹைட்ரஜன் அணு ஒன்றுதான் உள்ளது. எனவே, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் சமான எடை, அதன் மூலக் கூறெடைக்குச் சமமாயிருக்கும். ஒரு சமான எடையுள்ள ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், ஒரு மூலக் கூறெடையுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைபுரிவதால், அதன் சமான எடை மூலக்கூறெடைக்குச் சமமாகும்.

$$Ba(OH)_2 + 2\,HCl \rightarrow BaCl_2 + 2\,H_2O$$

இந்த நடுநிலையாக்கல் வினையில் பேரியம் ஹைட்ராக்சைடின் ஒரு மூலக்கூறு, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் இரண்டு மூலக்கூறுகளுடன் வினை புரிகின்றது. எனவே இரண்டு சமான எடையுள்ள ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும், ஒரு மூலக் கூறெடையுள்ள பேரியம் ஹைட்ராக்சைடும் சமம் என்றாகிறது. வேதி வினைகளில் எப்பொழுதும் சமான எடையுள்ள பொருள்களே பங்கு பெறும். எனவே, ஒரு மூலக்கூறெடையுள்ள பேரியம் ஹைட்ராக்சைடு இரண்டு சமான எடை என்றாகிறது.

$$\left.\begin{array}{r}\text{பேரியம் ஹைட்ராக்சைடின்}\\ \text{சமான எடை}\end{array}\right\} = \frac{\text{பேரியம் ஹைட்ராக்சைடின் மூலக்கூறெடை}}{2}$$

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள காரத்துடன், ஒரு காரத்துவம் பொருந்திய அமிலத்தின், எத்தனை கிராம் மூலக் கூறெடைகள் வினை புரிகின்றனவோ அந்த எண்ணைக் காரத்தின் அமிலத்துவம் என்று அழைப்பதுண்டு. ஒரு காரம் எத்தனை வகையான உப்புக்களைக் கொடுக்கக் கூடியதென்பதிலிருந்தும் காரத்துவத்தைக் காணலாம்.

$$\text{காரத்தின் சமான எடை} = \frac{\text{காரத்தின் மூலக்கூறெடை}}{\text{அமிலத்துவம்}}$$

சில நடுநிலையாக்கல் வினைகளாவன

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$Ba(OH)_2 + 2HCl \rightarrow BaCl_2 + 2\,H_2O$$

$$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$
$$CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$$
$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$$
$$Na_2B_4O_7 + 2HCl + 5H_2O \rightarrow 2NaCl + 4H_3BO_3$$

காரத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு	அமிலத்துவம்	மூலக்கூறெடை	சமான எடை
$NaOH$	1	40	40
$Ba(OH)_2$	2	171·36	85·68
$Al(OH)_3$	3	78	26
CaO	2	56	28
Na_2CO_3	2	106	53
$Na_2B_4O_7$	2	381·42	190·71

அமிலங்களுடைய அல்லது காரங்களுடைய சமான எடைகளைத் தகுந்த தரம் பார்த்தல் சோதனைகள் மூலம் கணக்கிடலாம்.

ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான எடையைக் காணுதல்

சுமார் 1·6 கிராம் எடையுள்ள தூய ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் எடையைத் துல்லியமாகக் காண்க. திட ஆக்சாலிக் அமிலப் படிகங்களை ஒரு முகவையில் போட்டுச் சிறிது வாலை வடிநீரை ஊற்றி ஒரு கண்ணாடிக் கழியினால் கலக்கு. ஆக்சாலிக் அமிலம் எளிதில் கரைகிறது. அமிலம் முழுமையாகக் கரைந்தவுடன் சுத்தமான 250 க. செ.மீ. கொள்ளளவுள்ள அளவறி குடுவையில், கரைசலை மாற்றுக. முகவையில் சிறிது வாலைவடி நீரை ஊற்றி, அந்தக் கழிவு நீரையும் அளவறி குடுவைக்கு மாற்று. இவ்வாறாகக் கரைசலை அளவறியாகக் குடுவைக்குள் மாற்றிய பிறகு அளவறி குடுவையின் எல்லைக்கோடு வரை, வாலைவடி நீரைவிட்டு நிரப்பு. கரைசல் ஒத்த பண்புள்ளதாக அமைய நன்றாகக் குலுக்க வேண்டும். இதிலிருந்து ஒரு பிப்பெட்டின் வாயிலாக 20 க. செ.மீ. கரைசலை ஒரு கூம்புக் குடுவையில் வடித்துக் கொள். இரண்டு துளிகள் பினாஃப்தலீன் என்னும் நிறங்காட்டியையும் சேர்த்துக் கொள்.

திறனறிந்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு திட்டக் கரைசலை ஒரு பியூரெட்டில் எடுத்துக் கொண்டு தரம் பார்த்தல் வினையை நிகழ்த்தி, முடிவு நிலையைக் காண்க. கூம்புக் குடுவையில் நிறமற்றிருந்த கரைசல் இளஞ்சிவப்பு நிறமாக மாறுவது இறுதி நிலையைக் குறிக்கும்.

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் செறிவு × சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் பருமனளவு

= ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் செறிவு × ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் பருமனளவு

என்ற சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்தி ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் செறிவைக் காண்க.

ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் செறிவு

$$= \frac{\text{1000 க.செ. கரைசலில் ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் எடை}}{\text{ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் கிராம் சமான எடை}}$$

என்ற சமன்பாட்டின் உதவியால் ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

மாதிரிக் கணக்கு

1·423 கிராம் எடையுள்ள ஆக்சாலிக் அமிலம் 250 க.செ.மீ. கரைசலிலுள்ளது. 20 க.செ.மீ. ஆக்சாலிக் அமிலக் கரைசல், 0·1N செறிவுள்ள 18·1 சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலால் சமன்படுத்தப்பட்டால், ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான எடையைக் காண்க.

$$n_1 v_1 = n_2 v_2$$

$$0{\cdot}1 \times 18{\cdot}1 = n_2 \times 20$$

$$n_2 = \frac{0{\cdot}1 \times 18{\cdot}1}{20} N$$

$$= 0{\cdot}09051\ N.$$

ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் செறிவு = 0·09051 N

250 க.செ.மீ. கரைசலில் 1·423 கிராம் ஆக்சாலிக் அமிலம் உள்ளது.

1000 க.செ.மீ. கரைசலில் $= \frac{1.423 \times 1000}{250} = 5.692$ கிராம் ஆக்சாலிக் அமிலம் உள்ளது.

கிராம் சமான எடை

$$= \frac{1000 \text{ க.செ.மீ. கரைசலில் பொருளின் எடை}}{\text{கரை பொருளின் செறிவு}}$$

$$= \frac{5.692}{0.09051} \text{ கிராம்}$$

$$= 62.90 \text{ கிராம்}$$

ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான எடை எண் = **62.9**

சோடியம் கார்பனேட்டின் சமான எடையைக் காணுதல்

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டை எடுத்துக்கொள். அதைக் கரைசலாக்கி, ஓர் அளவறி குடுவையில், எல்லைக்கோடு வரை அந்தக்கரைசல் இருக்குமாறு அமைத்துக்கொள். இக்கரைசலை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் திட்டக் கரைசலுடன் வினைபுரியச்செய்து, முறிவு நிலையைப் பெற்றுக்கொள். இந்த, தரம் பார்க்கும் வினையில், மீத்தைல் ஆரஞ்சு நிறங்காட்டியைப் பயன்படுத்த வேண்டும். கண்டறிதல்களிலிருந்து சோடியம் கார்பனேட்டின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்,

மாதிரிக் கணக்கு

1.054 கிராம் எடையுள்ள நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டு 200 க.செ.மீ. கரைசலிலுள்ளது. 20 க.செ.மீ. அளவுள்ள இந்தக் கரைசல் 0.11 செறிவுள்ள 18.2 க.செ.மீ. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் முறிவடைந்தால், சோடியம் கார்பனேட்டின் சமான எடையைக் காண்க.

$$n_1 v_1 = n_2 v_2$$

$$0.11 \times 18.2 = 20 \times n_2$$

$$n_2 = \frac{18.2 \times 0.11}{20} = 0.1001\ N.$$

சோடியம் கார்பனேட்டின் செறிவு = 0.1001 *N*.

200 க.செ.மீ. கரைசலில் 1.054 கிராம் சோடியம் கார்பனேட் கரைந்துள்ளது.

1000 க.செ.மீ. கரைசலில் $\frac{1.054 \times 1000}{200} = 5.270$ கிராம் சோடியம் கார்பனேட் கரைந்திருக்கும்.

கரைசலின் செறிவு

$$= \frac{\text{1000 க.செ.மீ. கரைசலில் கரைபொருளின் எடை}}{\text{பொருளின் சமான எடை}}$$

$$0.1001 = \frac{5.270}{x}$$

$$x = \frac{5.27}{0.1001}$$

$$= 52.64$$

சோடியம் கார்பனேட்டின் சமான எடை எண் = **52.64.**

ஆக்சிஜனேற்றும் சேர்மத்தின் சமான எடை

ஆக்சிஜனேற்றும் சேர்மம் பிற பொருள்கள் ஆக்சிகரணமடைய ஆக்சிஜனை வழங்குகின்றது. ஆக்சிஜன் அளிக்கவல்ல சேர்மத்தின் சமான எடை அதன் ஆக்சிஜன் அளிக்கும் திறனைப் பொறுத்துள்ளது. ஆக்சிஜனின் சமான எடை எண் 8 ஆகும், எனவே 'ஒரு சமான எடை ஆக்சிஜனை (அதாவது 8 பங்கு) ஆக்சிகரண வினைக்கு அளிக்கக் கூடிய எடையுள்ள சேர்மத்தின் பங்கே அச்சேர்மத்தின் சமான எடையாகும்'.

எடுத்துக்காட்டாக நீர்த்த அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட் கரைசலை எடுத்துக் கொள்வோம். இந்தச்சேர்மம் ஆக்சிகரண வினைகளில் பங்குபெறும் முறையைக் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள சமன்பாடு விளக்குகின்றது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5[O].$$

இந்தச் சமன்பாட்டின்படி பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டின் இரண்டு மூலக்கூறுகள், ஐந்து ஆக்சிஜன் அணுக்களை ஆக்சிகரண வினைக்கு அளிக்கின்றதென்பதை அறிகிறோம். இரண்டு பொட்டாசியம் பர்மங்கனேட் மூலக்கூறுகளில் ($2KMnO_4$) மொத்தம் எட்டு ஆக்சிஜன் அணுக்கள் இருப்பினும், ஐந்து ஆக்சிஜன் அணுக்களே ஆக்சிகரண வினையில் பங்குபெற முடியுமென்பது குறிப்பிடத்தக்கதாகும். பொட்டாசியம் பர்மாங்க

னேட்டின் மூலக்கூறெடை ($KMnO_4$) 158. ஆக்சிஜனின் அணு எடை 16. எனவே, 158×2 பங்கு பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட் 16×5 பங்கு ஆக்சிஜனைக் கொடுக்கின்றது.

80 பங்கு ஆக்சிஜனை அளிக்கக்கூடிய பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டின் எடையின் பங்கு } = 316

8 பங்கு ஆக்சிஜனை அளிக்கக்கூடிய பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டின் எடையின் பங்கு } $= \frac{316}{80} \times 8 = 31{\cdot}6$

பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டின் சமான எடை எண் } = **31·6**

இவ்வாறே பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டின் ($K_2Cr_2O_7$) சமான எடையையும் கணக்கிடலாம்.

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 3[O]$$

இந்தச் சமன்பாட்டின்படி, பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டின் ஒரு மூலக்கூறு மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்களை ஆக்சிகரண வினைக்குத் தருகின்றது. பொட்டாசியம் டைகுரோமைட்டின் ஒரு மூலக்கூறில் ஏழு ஆக்சிஜன் அணுக்கள் அடங்கியிருப்பினும், மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்களே, அமிலச் சூழ்நிலையில் ஆக்சிகரண வினைக்குக் கிடைக்கின்றன என்பது குறிப்பிடத்தக்கதாகும்.

பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டின் மூலக்கூறெடை = 294.

ஒரு பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட் மூலக்கூறிலிருந்து கிடைக்கும் ஆக்சிஜனின் பங்கு } $3 \times 16 = 48$

8 பங்கு ஆக்சிஜனைத் தரக்கூடிய பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டின் பங்கு } $= \frac{294 \times 8}{48} = 49$

பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டின் சமான எடை எண் } = **49**

ஆக்சிஜன் ஒடுக்கும் சேர்மத்தின் சமான எடை

ஆக்சிஜனைக் கொடுக்கவல்ல சேர்மத்தின் சமான எடை, அதன் ஆக்சிஜன் அளிக்கும் திறனைப் பொறுத்த தென்பதை அறிந்தோம், அவ்வாறே ஆக்சிஜன் ஒடுக்கும் சேர்மத்தின் சமான

எடை, அது ஏற்றுக் கொள்ளும் ஆக்சிஜனின் அளவைப் பொறுத்திருக்கும்.

ஆக்சிஜன் ஒடுக்கும் சேர்மத்தின் (Reducing agent) எவ்வளவு பங்கு (எடையளவில்) ஒரு சமான எடை (8 பங்கு) ஆக்சிஜனால் ஆக்சிகரணமடைகிறதோ, அதுவே அதன் சமான எடையாகும்.

ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடு ஓர் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி. இச் சேர்மம் ஆக்சிஜனைப் பெற்று, ஆர்சனிக் பெண்டா ஆக்சைடு என்ற சேர்மமாக மாறுகின்றது. இம்மாறுதலைக் கீழ்காணும் சமன்பாட்டால் அறியலாம்.

$$As_2O_3 + 2\,[O] \rightarrow As_2O_5$$

ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடின் ஒரு மூலக்கூறு இரண்டு ஆக்சிஜன் அணுக்களை எடுத்துக்கொண்டு ஆக்சிகரணம் அடைகின்றது.

ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடின் மூலக்கூறெடை = 198

ஓர் ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடு மூலக்கூறு எடுத்துக்கொள்ளும் ஆக்சிஜனின் எடை $= 2 \times 16 = 32$

32 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் 198 கிராம் ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடு வினை புரிகின்றது.

8 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் வினை புரியக் கூடிய ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடின் எடை $= \frac{198 \times 8}{32}$ கிராம்

$= 49{\cdot}5$ கிராம்

ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடின் சமான எடை எண் $= 49{\cdot}5$

ஆக்சாலிக் அமிலம் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கும் ஒரு சேர்மமாகும்.

$$H_2C_2O_4 + [O] \rightarrow H_2O + 2CO_2$$

மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள சமன்பாட்டின்படி ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறு, ஒரு ஆக்சிஜன் அணுவை ஏற்கக் கூடியது. ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு $H_2C_2O_4 2H_2O$ ஆகும்.

ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறெடை = 126

ஓர் ஆக்சாலிக் அமில மூலக்கூறு ஏற்கும் ஆக்சிஜனின் எடை = 16 கிராம்

16 கிராம் ஆக்சிஜனை 126 கிராம் ஆக்சாலிக் அமிலம் ஏற்கும்.

8 கிராம் ஆக்சிஜனை $\frac{126 \times 8}{16}$ = 63 கிராம் ஆக்சாலிக் அமிலம் ஏற்கும்

∴ ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான எடை = 63

ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட் ஓர் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி. இச்சேர்மம் அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட் கரைசலுடன் கீழ்க்காணும் சமன்பாட்டின்படி வினை புரிகின்றது.

$$2\,KMnO_4 + 8\,H_2SO_4 + 10FeSO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 8\,H_2O + 5\,Fe_2(SO_4)_3$$

இதே வினையை இரண்டு நிலைகளாகப் பிரித்துக் காண்பிக்கலாம். முதல் நிலை, ஆக்சிஜன், பர்மாங்கனேட் மூலக்கூறுகளிலிருந்து கிடைப்பதையும், இரண்டாவது நிலை, ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட் மூலக்கூறுகள் ஆக்சிஜனை ஏற்பதையும், காட்டுகின்றன.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5\,[O]$$

$$10\,FeSO_4 + 5\,H_2SO_4 + 5\,O \rightarrow 5\,Fe_2(SO_4)_3 + 5H_2O$$

இந்தச் சமன்பாட்டின்படி ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டின் 10 மூலக்கூறுகள் 5 ஆக்சிஜன் அணுக்களை ஏற்கின்றன.

ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டின் மூலக்கூறெடை = 278

2780 கிராம் ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட், 80 கிராம் ஆக்சிஜனை ஏற்கின்றது.

8 கிராம் ஆக்சிஜன் $\frac{2780 \times 8}{80}$ = 278 கிராம் ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டால் ஏற்கப்படும்

எனவே, ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டின் சமான எடை எண் } = **278**

ஆக்சிஜனேற்றும் சேர்மங்களுடைய சமான எடைகளையும், ஆக்சிஜன் ஒடுக்கும் சேர்மங்களின் சமான எடைகளையும், தரம் பார்த்தல் வினைகள் மூலமாக எளிதில் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

1.255 கிராம் பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட் 250 க.செ.மீ. கரைசலிலுள்ளது. $0\cdot11N$ செறிவுள்ள 20 க.செ.மீ. ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டின் திட்டக்கரைசல் 21·5 க.செ.மீ. பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட் கரைசலுடன் வினைபுரிந்து முறிவு நிலை ஏற்பட்டதென்றால், பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

$$n_1v_1 = n_2v_2$$

$$n_1 \times 21\cdot5 = 0\cdot11 \times 20$$

$$n_1 = \frac{0\cdot11 \times 20}{21\cdot5} = 0\cdot1023$$

பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட் கரைசலின் செறிவு } $= 0\cdot1023\ N$

கரைசலின் செறிவு

$$= \frac{\text{1000 க.செ.மீ. கரைசலில் கரைபொருளின் எடை}}{\text{பொருளின் கிராம் சமான எடை}}$$

250 க.செ.மீ. கரைசலில் 1·255 கிராம் பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட் கரைந்துள்ளது.

1000 க.செ.மீ. கரைசலில் $\frac{1\cdot255 \times 1000}{250} = 5\cdot020$ கிராம் இருக்கும்

$$0\cdot1023 = \frac{5\cdot020}{x}$$

$$x = \frac{5\cdot020}{0\cdot1023}$$

$$= 49\cdot08$$

பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டின் சமான எடை எண் } $= \mathbf{49\cdot08}$

மாதிரிக் கணக்கு

7·82 கிராம் ஃபெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் 200. க.செ.மீ. கரைசலிலுள்ளது. 0·098 செறிவுள்ள பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட் திட்டக் கரைசலின் 20·35 க.செ.மீ., 20 க.செ.மீ. ஃபெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் வினைபுரிந்து, முறிவு நிலையேற்பட்டதென்றால், ஃபெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

$$n_1v_1 = n_2v_2$$

$$n_1 \times 20 = 0{\cdot}98 \times 20{\cdot}35$$

$$n_1 = \frac{0{\cdot}98 \times 20{\cdot}35}{20} = 0{\cdot}09972$$

ஃபெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் கரைசலின் செறிவு } $0{\cdot}09972\ N$

200 க. செ.மீ. கரைசலில் 7·82 கிராம், ஃபெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் கரைந்துள்ளது.

1000 க. செ.மீ. கரைசலில் $\frac{7{\cdot}82 \times 1000}{200} = 39{\cdot}10$ கிராம்

ஃபெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் கரைந்திருக்கும்

கரைசலின் செறிவு = (1000 க. செ.மீ. கரைசலில் கரைபொருளின் எடை) / (கிராம் சமான எடை)

$$0.09972\ N = \frac{39{\cdot}1}{x}$$

$$x = \frac{39{\cdot}1}{0{\cdot}09972}$$

$$= 392{\cdot}1$$

ஃபெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டின் சமான எடை எண் = **392·1**

உப்பின் சமான எடை

அமிலங்களும், காரங்களும் வினைபுரிந்து உப்புகள் உண்டாகின்றன.

காரம் + அமிலம் → உப்பு + நீர்

பொருள்களின் சமான எடைகளின் விகிதங்களில்தான், வேதி வினைகள் நிகழ்கின்றன. ஒரு சமான எடை காரத்துடன் ஒரு சமான எடை அமிலம் வினைபுரிந்து கொடுக்கக்கூடிய உப்பின் சமான எடையும் ஒன்றாகவே இருக்கும்.

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் மூலக்கூற்றெடையும், சமான எடையும் சமமாகும். சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் மூலக்கூற்றெடையும், சமான எடையும் சமமாயுள்ளது. ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், ஒரு மூலக்கூறு சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைபுரிந்து ஒரு மூலக்கூறு சோடியம் குளோரைடைப் பெறுகிறோம். இதையே ஒரு சமான எடை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும், ஒரு சமான எடை சோடியம் ஹைட்ராக்சைடும் வினைபுரிந்து ஒரு சமான எடை சோடியம் குளோரைடு கொடுப்பதாகவும் கொள்ளலாம். எனவே, சோடியம் குளோரைடின் சமான எடை அதன் மூலக்கூற்றெடைக்குச் சமமாயிருத்தல் வேண்டும்.

'ஒரு பங்கு சமான எடையுள்ள அமிலம் அல்லது காரம் வினைபுரிந்து கிடைக்கும், உப்பு எடையின் பங்கு, அந்த உப்பின் சமான எடையாகும்.'

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

ஒரு மூலக்கூற்றெடையுள்ள சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் இரண்டு சமான எடைகளுக்குச் சமமானது. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் ஒரு மூலக்கூற்றெடை ஒரு சமான எடைக்குச் சமம். இந்த வினையில் இரண்டு சமான எடையுள்ள சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், (ஒரு மூலக்கூறு) இரண்டு சமான எடையுள்ள (இரண்டு மூலக்கூறுகள்) சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைபுரிந்து, இரண்டு சமான எடையுள்ள (ஒரு மூலக்கூறு) சோடியம் சல்ஃபேட்டைத் தருகின்றது.

$$\left.\begin{array}{c}\text{சோடியம் சல்ஃபேட்டின்}\\ \text{சமான எடை}\end{array}\right\} = \frac{\text{சோடியம் சல்ஃபேட்டின் மூலக்கூற்றெடை}}{2}$$

இரண்டு பொருள்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று வினை புரியுமானல், அவைகள் சமான எடைகளின் விகிதங்களில்தான் வினைபுரிய வேண்டும். ஒரு வினைபடுபொருளின் சமான எடை, அல்லது சமான எடைக்கும், மூலக்கூற்றெடைக்குமுள்ள விகிதம் தெரிந்தால், மற்றொரு வினைபடுபொருளின் சமான எடையை வேதிச் சமன்பாட்டிலிருந்து அறியலாம்.

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow Na_2S_4O_6 + 2NaI$$

இந்த வினையில் இரண்டு மூலக்கூறெடையுள்ள சோடியம் தயோசல்ஃபேட், ஒரு மூலக்கூறெடையுள்ள ஐயோடினுடன் வினைபுரிகின்றது. ஐயோடினின் மூலக்கூறெடை அதன் இரண்டு சமான எடைகளுக்குச் சமம். எனவே, இரண்டு மூலக்கூறெடையுள்ள சோடியம் தயோசல்ஃபேட் இரண்டு சமான எடைகளுக்குச் சமமாகும்.

சோடியம் தயோசல் ஃபேட்டின் சமான எடை } = சோடியம் தயோசல்பேட்டின் மூலக்கூறெடை / 1

சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டின் மூலக்கூறெடை } = 248

∴ சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டின் **சமான எடை** } = **248**

மாதிரிக் கணக்கு

$CaCO_3$, $AgNO_3$, $MgSO_4$, $CuCl_2$, முதலிய வாய்பாடுகளுள்ள சேர்மங்கள் பங்குபெறும், தகுந்த வேதி வினைகளைக் கொடுத்து அவற்றின் சமான எடைகளைக் கணக்கிடுக.

$$CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

$2\,HCl$ = இரண்டு சமான எடை

$CaCO_3$ = இரண்டு சமான எடை

கால்சியம் கார்பனேட்டின் சமான எடை ($CaCO_3$) } = மூலக்கூறெடை / 2

= **50**

$$Ag\,NO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + Na\,NO_3$$

$NaCl$ = ஒரு சமான எடை

$Ag\,NO_3$ = ஒரு சமான எடை

வெள்ளி நைட்ரேட்டின் ($Ag\,NO_3$) சமான எடை } = மூலக்கூறெடை / 1

= **169·89**

$MgSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3 + Na_2SO_4$

Na_2CO_3 = இரண்டு சமான எடை

$MgSO_4$ = இரண்டு சமான எடை

மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டின் ($MgSO_4$) சமான எடை $= \frac{\text{மூலக்கூறெடை}}{2}$

$= 60$

$CaCl_2 + 2\,AgNO_3 \rightarrow 2\,AgCl + Ca(NO_3)_2$

$2\,AgNO_3$ = இரண்டு சமான எடை

$CaCl_2$ = இரண்டு சமான எடை

கால்சியம் குளோரைடின் ($CaCl_2$) சமான எடை $= \frac{\text{மூலக்கூறெடை}}{2}$

$= 55.46$

8. கரைசல்கள்

(Solutions)

[கரைதிறன் — திடப்பொருளின் கரைதிறனைக் காணுதல் — கரைசல்களின் வகைகள் — திரவத்தில் வாயு கரைசல் — ஹென்றி விதி — திரவத்தில் திரவக் கரைசல்கள் — திரவத்தில் திடப் பொருள்கள் கரைசல்கள் — கரைதிறன் வரைக்கோடுகள்.]

சிறிதளவு சர்க்கரையை நீரிலிட்டுக் கலக்கினுல், சர்க்கரை தனிப் பொருளாகத் தெரியாமல் நீரில் கரைந்து சமச்சீருள்ள கலவை (Homogeneous mixture) ஒன்றைப் பெறுகின்ருேம். இந்தக் கலவையைக் கரைசல் (solution) என்கிருேம். இக் கரைசலில் சர்க்கரை உருத் தெரியாமல் நீருடன் நன்ருகப் பரவி யுள்ளது. இக்கரைசலின் சுவை இனிப்பாக உள்ளது. இவ்வாருகக் கரைசலில் இரண்டு பொருள்கள் இரண்டறக் கலந்தாலும், தங்களது இயல்புகளை இழக்காமல் இருக்கின்றன.

கரைசலை உண்டாக்கக் குறைந்தது இரண்டு பொருள்கள் தேவைப்படுகின்றன. கரைசலில், எந்தப் பொருள் குறைந்த அளவு உள்ளதோ அதைக் கரைபொருள் என்றும் (Solute), அதிக அளவுள்ள பொருளைக் கரைப்பான் (Solvent) என்றும் அழைப்பர். 1 க.செ.மீ. ஆல்கஹாலுடன் 10 க.செ.மீ. நீர் கலந்து, கரைசல் உண்டானுல், ஆல்கஹாலைக் கரைபொருள் என்றும், நீரைக் கரைப்பான் என்றும் அழைக்கின்ருேம். 1 க.செ.மீ. நீருடன் 10 க. செ. மீ. ஆல்கஹால் கரைந்துள்ள ஒரு கரைசலை எடுத்துக் கொண்டால் நீரைக் கரைபொருளென்றும், ஆல்கஹாலைக் கரைப்பானென்றும் அழைக்க வேண்டும். பொதுவாக ஒரு திடப் பொருள் ஒரு திரவப் பொருளில் கரையும் பொழுது

திடப்பொருளைக் கரைபொருளாகவும், திரவப் பொருளைக் கரைப்பானாகவும் கொள்கிறோம்.

ஒரு முகவையில் சிறிதளவு நீரை எடுத்துக்கொண்டு நன்கு பொடி செய்த சாதாரண உப்பைப் போட்டுக் கலக்கினால் உப்பு மறைந்து விடுகின்றது. மேலும் சிறிது உப்பைப்போட்டுக் கலக்கினால் அதுவும் மறைந்து விடுகின்றது. இவ்வாறு தொடர்ந்து சிறிது சிறிதாக உப்பைப் போட்டுக் கலக்கினால், கரைசல் ஒரு நிலையை அடைந்தவுடன் எவ்வளவு கலக்கினாலும், உப்பு கரையாமல் கீழே தங்கி விடுகின்றது. இந்நிலையில் எடுத்துக் கொண்ட நீரால், அந்த வெப்ப நிலையில், மேலும் உப்பைக் கரைக்க முடியவில்லையெனத் தெரிகின்றது. இவ்விதக் கரைசலைப் பூரிதக் கரைசல் அல்லது தெவிட்டிய கரைசல் (Saturated solution) என்று அழைக்கிறோம். தெவிட்டிய கரைசலில் கரைபொருளும், கரைசலும் ஒரு இயங்குச் சமநிலையில் (Dynamic equilibrium) அமைந்துள்ளன. இந்நிலையை அடைவதற்கு முன்புள்ள கரைசலை அபூரிதக் கரைசல் அல்லது குறை தெவிட்டிய கரைசல் (Unsaturated) என்கிறோம். சிற்சில சமயங்களில் தெவிட்டிய கரைசலில் இருக்க வேண்டிய கரைபொருளைவிட அதிக அளவில் கரைபொருள் கரைப்பானில் கலந்திருந்தால், அதை மிகத் தெவிட்டிய கரைசல் (Supersaturated) என்று அழைக்கிறோம். இவ்வகைக் கரைசல் நிலையற்ற தன்மையுடையது. கொடுக்கப் பட்டுள்ள கரைசல் எத்தன்மையது என்பதனை மேலும் சிறிதளவு கரைபொருளைப் போட்டுக் கலக்குவதன் மூலம் அறியலாம். கரை பொருள் கரைப்பானால் கரைக்கப்படின் அது குறை தெவிட்டிய கரைசல் என்றும், போடப்பட்ட கரைபொருள் கரைசலுடன் இரண்டறக் கலக்காமல் தனித்து நின்றால் தெவிட்டிய கரைசல் என்றும் கொள்ளலாம். கரைபொருளைப் போட்டுக் கலக்கியவுடன், கரைசலிலுள்ள கரைபொருள் சிறிதளவு விடுபட்டு அதிக கரை பொருள் கீழே படியுமானால் அது மிகத் தெவிட்டிய கரைசல் என்றும் கொள்ளலாம்.

கரைதிறன் (Solubility)

ஒரு கரைப்பான் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு கரைபொருளை எடுத்துக்கொண்டு தெவிட்டிய கரைசல் அடைய முடியு மென்பதைக் கண்டோம், இந்தப் பண்பை அளப்பதற்குக் கரை திறன் என்ற அலகினை உபயோகப்படுத்துகிறோம். 'ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில், 100 பங்கு எடையுள்ள கரைப்பான், தெவிட்டிய கரைசல் அடைய எவ்வளவு பங்கு கரைபொருளை எடுத்துக்கொள்கின்றதோ அந்த எண்ணுக்கு அந்தப் பொருளின்

கரை திறன்' என்று பெயர். சாதாரண உப்பின் கரை திறன் 30°Cல் 33 என்றால், 100 கிராம் நீர், 33 கிராம் சாதாரண உப்பை 30°C உஷ்ணநிலையில் கரைத்துத் தெவிட்டிய கரைசல் நிலையை அடையும் என்று பொருள்படும்.

கரைபொருளின் தன்மை, கரைப்பானின் தன்மை, வெப்ப நிலை, அழுத்த நிலை இவற்றைப் பொறுத்து ஒரு பொருளின் கரை திறன் அமையும்.

ஒத்த வேதிப் பண்புகள் உடைய இரு பொருள்கள் கலக்கும் பொழுது, கரைசல் எளிதில் உண்டாகும். கரைபொருளின் பண்பும், கரைப்பானின் பண்பும் பெரிதும் மாறுபட்டால் எளிதில் கரைசல் உண்டாவதில்லை. கரிம திடப்பொருள்கள் எளிதில் கரிம திரவப் பொருள்களில் கரைகின்றன. அதுபோலவே கனிமப் பொருள்கள் நீரில் எளிதில் கரைகின்றன. கரைபொருள் கரைப்பானில் கரையும் பொழுது வெப்பம் வெளிப்பட்டால் கரை பொருளின் கரை திறன் வெப்பம் ஏறும் பொழுது குறையும். மாறாக, கரைபொருள் கரையும் பொழுது வெப்பம் கிரகிக்கப் பட்டால், அதன் கரை திறன் வெப்பநிலை ஏறும் பொழுது அதிக மாகும். பொதுவாக, திட, திரவ, கரைபொருள்களின் கரை திறன் அழுத்தநிலை மாறுதல்களால் பாதிக்கப்படுவதில்லை.

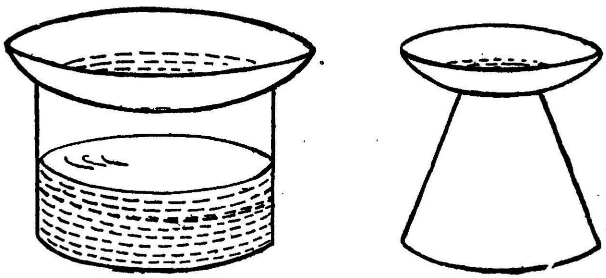
திடப்பொருளின் கரைதிறனைக் காணுதல்

திடப் பொருள்களை, பொடியாக்கி, திரவப் பொருள்களுடன் கலந்து, நன்கு கலக்கி, சூடேற்றுவதின் மூலம் எளிதில் கரைசலைப் பெற முடியும். எடுத்துக்காட்டாக சாதாரண உப்பை நன்கு பொடி செய்து ஒரு முகவையிலுள்ள சிறிது வாலைவடிநீருடன் போட்டுக் கலக்கு. உப்பு முற்றிலும் கரைந்தவுடன் மேலும் சிறிதளவு உப்பைப் போட்டுக் கலக்கு. இவ்வாறாக உப்பு கரையக் கரைய சிறிது சிறிதாக உப்பைச் சேர்த்துக் கலக்கினால் ஒரு நிலையில் உப்பு மேலும் கரையாமல் கீழே தங்கிவிடும். சிறிதளவு முகவையைச் சூடுபடுத்தி மீண்டும் சோதனைச்சாலையின் உஷ்ண நிலைக்குக் கொண்டுவர வேண்டும். இந்நிலையில், முகவையில் கரைசலும், அதிகமாகப் போடப்பட்ட உப்பும், கரைசலுக்குக் கீழேயுமிருக்கின்றன. கரைசலும், கரைபொருளும் ஒருங்கே முகவையில் சமநிலையிலிருப்பதால் அது ஒரு தெவிட்டிய கரைசலாகும்.

ஒரு பீங்கான் கிண்ணத்தின் எடையைக் கண்டுபிடி. ஒருசிறிய கண்ணாடிக் குழாயில் சிறிதளவு கண்ணாடிப் பஞ்சை (Glass wool)

இலேசாக அடைத்து, அந்தக் குழாயை, ஓர் இரப்பர் குழாய் மூலம் ஒரு பிப்பெட்டின் நுனியுடன் இணை, பிப்பெட்டில் தெவிட்டிய கரைசலை உறிஞ்சு. கண்ணாடிப் பஞ்சு, திடப் பொருள்கள் பிப்பெட்டில் வாராமல் தடுக்கும். கண்ணாடிக் குழாயைக் கழற்றி விட்டு தெவிட்டிய கரைசலை மட்டும், நிறுக்கப் பட்ட பீங்கான் கிண்ணத்தில் ஊற்று. பீங்கான் கிண்ணத்தி லுள்ள கரைசலுடன் அதன் எடையைக் கண்டுபிடி.

ஒரு முகவையில் நீரை எடுத்துக் கொண்டு படத்தில் காட்டிய படி தெவிட்டிய கரைசலுள்ள பீங்கான் கிண்ணத்தை அதன் மேல் வைத்து முகவையிலுள்ள நீரைச் சூடாக்கு. நீர் ஆவியாகி, பீங்கான் கிண்ணத்தைத் தாக்கி அதிலுள்ள கரைப்பானை வெளியேறச் செய்கிறது. கரைப்பான் முழுதும் வெளியேறிய வுடன், பீங்கான் கிண்ணத்தில் உலர்ந்த உப்பு தங்குகிறது. கிண்ணத்தை உலர்த்தும் கலத்தில் வைத்து, குளிரச் செய்து,



படம் 55

எடையைக் கண்டுபிடி. மீண்டும் பீங்கான் கிண்ணத்தை ஓர் அலுமினிய கூம்பில் வைத்துச் சூடேற்றி, பின்பு, உலர்த்தும் கலத்தில் குளிர வைத்து, எடையைக் கண்டுபிடி. உலர்த்தல், குளிரவைத்தல், எடை கண்டுபிடித்தல் இவற்றை, அடுத்து அடுத்து வரும் இரண்டு எடைகள் ஒன்றாக இருக்கும்வரை செய். அடுத்து, அடுத்து எடைகள் ஒன்றாக இருப்பின் உப்பிலுள்ள நீர் முற்றிலும் நீக்கப்பட்டதாகக் கருதலாம்.

கணக்கிடுதல்

கிண்ணத்தின் எடை $= a$ கிராம்

கிண்ணம் + தெவிட்டிய கரைசலின் எடை $= b$ கிராம்

கிண்ணம் + உப்பின் எடை $= c$ கிராம்

பூரித கரைசலின் எடை $= b - a$ கிராம்

கரைபொருளின் எடை $= c - a$ கிராம்

கரைப்பானின் எடை $= (b - a) - (c - a)$

$= (b - c)$ கிராம்

சோதனைச் சாலையின் வெப்ப நிலையில் கரைபொருளின்

$$\text{கரைதிறன்} = \frac{(c - a)}{(b - c)} \times 100$$

கரைசல்களின் வகைகள்

பொருள்கள், திட, திரவ, வாயு நிலைகளில் உள்ளன. இவைகள் எல்லாம், கரைபொருளாகவும், அல்லது கரைப்பானாகவும் இருக்க முடியும், ஆகவே பொருள்களின் பௌதிக நிலைக்கேற்ப, ஒன்பது வகைக் கரைசல்கள் உள்ளன. அவையாவன :—

(1) வாயுவில் வாயு கரைசல்

(2) வாயுவில் திரவம் கரைசல்

(3) வாயுவில் திடப்பொருள் கரைசல்

(4) திடப் பொருளில் வாயு கரைசல்

(5) திடப் பொருளில் திரவம் கரைசல்

(6) திடப் பொருளில் திடப் பொருள் கரைசல்

(7) திரவத்தில் வாயு கரைசல்

(8) திரவத்தில் திரவம் கரைசல்

(9) திரவத்தில் திடப் பொருள் கரைசல்

மேற்கூறிய ஒன்பது வகைக் கரைசல்களில் கடைசி மூன்று வகைகள் மட்டும் மிக முக்கியமானவை.

திரவத்தில் வாயு கரைசல்

பெரும்பாலான வாயுக்கள் திரவங்களில் கரைகின்றன. வாயுக்களின் கரைதிறன், கரைப்பானின் தன்மை, வாயுவின் தன்மை, வெப்ப நிலை, அழுத்த நிலை இவற்றைப் பெரிதும் பொறுத்திருக்கும். நீரைக் கரைப்பானாக எடுத்துக் கொண்டால், ஹைட்ரஜன், நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன், போன்ற வாயுக்கள் மிகக் குறைந்த அளவிலும், ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, அம்மோனியா போன்ற

வாயுக்கள், மிக அதிக அளவிலும் கரைகின்றன. நீருடன் வேதிய உறவு கொள்ளாத வாயுக்கள் குறைந்த அளவிலும், நீரில் கலந்தவுடன் சேர்மங்களாகவோ, அல்லது அயனிகளாகவோ மாறக்கூடிய வாயுப் பொருள்கள் அதிக அளவிலும் கரைகின்றன என்பது எளிதில் புலனாகின்றது.

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4\,OH$$
$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

மேற்குறிப்பிட்ட இரண்டு வகை வாயுக்களின் கரைதிறன்களும், வெப்பம் அதிகரித்தால் குறைகின்றன.

ஹென்றி விதி

வாயுக்களின் அழுத்த நிலைக்கும், அவற்றின் கரைதிறனுக்குமுள்ள தொடர்பை ஹென்றி என்ற விஞ்ஞானி விரிவாக ஆராய்ந்து ஒரு விதியை வெளியிட்டார். அவ்விதியின்படி, 'மாறா வெப்ப நிலையில், ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனளவு கரைப்பானில் கரையும் வாயுவின் எடை, அவ்வாயுவின் அழுத்தத்திற்கு நேர் விகிதத்தில் அமையும்.'

வாயுவுக்கும், கரைப்பானுக்குமிடையே வேதிய உறவு கொண்டால் ஹென்றி விதி பொருந்தாது. மித மிஞ்சி கரையாத வாயுக்கள், வெப்ப நிலை மிகக் குறையாத நிலையிலும், அழுத்தம் மிக அதிகமில்லாத நிலையிலும் ஹென்றி விதிக்கு உட்படுகின்றன. கணித முறையில் ஹென்றி விதியை,

$$m \propto P$$

அல்லது $m = K^1 P$ எனக் குறிப்பிடலாம். 'm' என்பது ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனளவு திரவத்தில் கரைந்துள்ள வாயுவின் எடை. 'P' என்பது வாயுவின் அழுத்தம். K^1 என்பது ஒரு மாறிலி.

வாயுக்களின் இயக்க விதிகளின்படியும், அவெகாட்ரோ விதியின்படியும், வாயுவின் எடை, அதன் பருமனளவையும், அழுத்தத்தையும் பொருத்திருக்கும்.

$$m \propto V$$
$$m \propto P$$

ஆகவே $m \propto P \times V$

$$m = K^2 \times P \times V$$

இதில் K^2 என்பது ஒரு மாறிலி

12

ஹென்றி விதியின் படி,

$$m = K^1 \times P$$

'm'ன் மதிப்பை முதல் சமன்பாட்டில் புகுத்தினால்,

$$K^1 \times P = K^2 \times P \times V$$

$$V = \frac{K^1}{K^2} = K$$

K என்பது ஒரு மாறிலியாகும்,

ஆகவே ஹென்றி விதியை, 'ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனளவு திரவத்தில் கரையும் வாயுவின் பருமன் ஒரே அளவாக இருக்கும்' என்றும் கூறலாம்,

திரவத்தில் திரவக் கரைசல்கள்

கரைபொருளும், கரைப்பானும், திரவங்களாக இருக்கும் பொழுது கிடைக்கும் கரைசல்களை மூன்று பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். அவைகளாவன :—

(1) முற்றிலும் கலக்கும் திரவங்கள்

(2) அரை குறையாகக் கலக்கும் திரவங்கள்

(3) முற்றிலும் கலக்காத திரவங்கள்

முற்றிலும் கலக்கும் திரவங்களுக்கு ஆல்கஹால் — நீர், பென்சீன் — டாலுயின், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் — நீர் ஆகிய கரைசல்களை எடுத்துக் காட்டாகக் கூறலாம்.

அரை குறையாகக் கலக்கும் திரவங்களுக்கு எடுத்துக் காட்டாக, ஃபீனால் —நீர், ட்ரை ஈதில் அமீன் - நீர், நிகோட்டின் நீர் முதலிய கரைசல்களைக் கூறலாம். இவ்வகைக் கரைசல்களின் இயல்புகள் பெரிதும் வெப்ப நிலையைச் சார்ந்துள்ளன.

முற்றிலும் கலக்காத திரவங்களுக்கு எடுத்துக்காட்டாக பாதரஸம்—நீர், கார்பன் டை சல்பைடு—நீர் போன்ற கரை சல்களைக் கூறலாம். இவ்வகைத் திரவங்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்கும் பொழுது அவை வெவ்வேறு நிலைமை (**Phase**) களாக இருக்கின்றன. ஒவ்வொரு திரவமும் சிறிதளவு ஆவியாக மாறு வதால், அவற்றின் மொத்த ஆவி அழுத்தமானது அவ்விரு திரவங் களும், அந்த வெப்ப நிலையில் தனித்திருக்கும்பொழுது இருக்கக் கூடிய ஆவியழுத்தங்களின் கூட்டுத் தொகையாக இருக்கும்.

மொத்த ஆவியழுத்தம் வாயுமண்டல அழுத்தத்திற்குச் சமமாக இருக்கும்பொழுது கலவை கொதிக்கும். ஆக்வே திரவக் கலவையின் கொதிநிலை இரண்டு திரவங்களின் தனித்தனி கொதி நிலையைவிடக் குறைவாக இருக்கும். மிக அதிகக் கொதி நிலையுள்ள திரவங்களையும், கொதி நிலைக்குச் சூடு செய்தால் சிதைந்து போகும் தன்மையுடைய கரிம திரவங்களையும், இயற்கையில் கிடைக்கும் எசன்ஸ் எண்ணெய்களை இறக்கவும், சுத்தம் செய்யவும், முற்றிலும் கலக்காத திரவ ஜோடிகளைக் காய்ச்சி வடிக்கும் முறையைப் பயன்படுத்துகின்றனர். இம்முறையில் ஒரு திரவத்தை நீராகக் கொள்வது வழக்கம். இதையே நீராவியால் காய்ச்சி வடித்தல் (Steam distillation) என கூறுகின்றோம்.

திரவத்தில் திடப்பொருள்கள் கரைசல்கள்

திடப்பொருள்களின் கரைதிறன், கரைபொருளின் தன்மை, கரைப்பானின் தன்மை, வெப்பநிலை ஆகியவற்றைப் பொருத்திருக்கு மென அறிந்தோம். பொதுவாக வெப்ப நிலை அதிகமாகும்பொழுது கரைதிறனும் கூடுகின்றது. ஆனால் இவ்விதிக்குப் பலவிலக்குகளும் உள்ளன. வெப்ப நிலைக்குத் தக்கபடி கரைதிறன் மாறுவது பெரிதும் கரைசலின் வெப்பத்தைப் (Heat of solution) பொருத் துள்ளது.

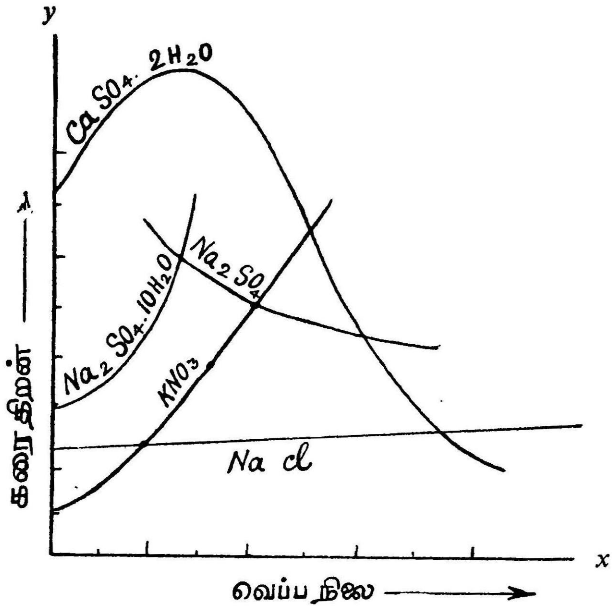
கரைதிறன் வரைகோடுகள்

ஆகவே, ஒரு திடப் பொருளின் கரைதிறன் வெவ்வேறு வெப்ப நிலையில் மாறுமென்பது தெளிவாகின்றது. ஒரு பொருளின் கரைதிறனை வெவ்வேறு வெப்ப நிலைகளில் கண்டுபிடித்து, வெப்ப நிலைக்கும், கரைதிறனுக்குமுள்ள தொடர்பை ஒரு வரைப் படத்தில் வளை கோடாக வரையலாம். இவ்வகைக் கோட்டிற்குக் கரைதிறன் வரைகோடு (Solubility curve) என்று பெயர். ஒரு வரைப்படத்தில் பல திடப் பொருள்களின் கரை திறன் வரைகோடுகளை வரைவதனால் திடப் பொருள்களின் கரை திறன்களை ஒப்பிட்டுப் பார்க்க முடியும்.

கரைதிறன் அளவீடுகளை y அச்சிலும், வெப்பநிலையை x அச்சிலும் வகைப்படுத்தி வரைப் படம் வரையப்படுதல் வேண்டும். இந்த வரைப்படத்திலிருந்து பல உண்மைகளை அறிவதுடன், சில திடப்பொருள்களின் இடைநிலை மாறுதல் வெப்ப நிலையையும் அறியலாம்.

லெட் நைட்ரேட், பொட்டாசியம் நைட்ரேட் இவற்றின் கரைதிறன் வரைகோடுகளின் அமைப்பிலிருந்து, வெப்பநிலை கூடு

மானால் கரைதிறனும் அதிகமாகின்றது என அறியலாம். பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டின் கரைதிறன், சிறிது வெப்பநிலை



படம் 56.

உயர்ந்தாலும் மிக அதிகமாக அதிகரிக்கின்றது என்பதும் தெரிகின்றது. சோடியம் குளோரைடின் கரைதிறன்கோடு x அச்சுக்குப் பெரும்பாலும் இணையாக அமைந்துள்ளதால் சோடியம் குளோரைடின் கரைதிறன் வெப்ப மாற்றத்தால் அதிகம் பாதிக்கப்படாதென்பதும் தெளிவாகின்றது. கால்சியம் குரோமேட்டின் கரைதிறன் வரைகோட்டின் அமைப்பிலிருந்து வெப்பநிலை ஏற, ஏறக் கரைதிறன் குறைகின்றது என அறிகின்றோம்.

இம் மாதிரி வரைப் படத்தைப் பலவிதங்களில் உபயோகப் படுத்தலாம்.

1. சோதனை செய்யாமல் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் பொருளின் கரைதிறனைக் காண முடியும்.

2. ஒரு கரைசலில் இரண்டு கரைபொருள்கள் கரைந்திருப்பின், எந்தப்பொருளைப் பின்ன படிகமாக்க முறையில் (**Fractional crystallisation**) பெறலாம் என அறியலாம்.

3. தெவிட்டிய கரைசலை அடைவதற்கு, வெப்பநிலையை உயர்த்த வேண்டுமா, அல்லது தாழ்த்த வேண்டுமா என்பதை அறியமுடியும்.

4. சில வரை கோடுகள் ஒழுங்காக இல்லாமல், ஒடிந்து காணப்படின் திடப்பொருளின் தன்மை மாறுகின்றது என அறியலாம். எடுத்துக்காட்டாகச் சோடியம் சல்ஃபேட்டின் கரை திறன் வரைகோடு, 32°C வரை, கரைதிறன், வெப்ப நிலைக்கு ஏற்ப உயர்வதைக் காண்பிக்கின்றது. பின்னர் கரைதிறன் வரைகோடு ஒடிந்து வெப்பநிலை உயர்ந்தாலும், கரைதிறன் குறைவதைக் காண்பிக்கின்றது. ஆகவே 32°Cல் சோடியம் சல்ஃபேட் மூலக் கூறில் ஒரு மாற்றம் நிகழ்கின்றது என அறியலாம். இவ்வித மாற்றம் நிகழும் வெப்பநிலைக்கு **இடைநிலை மாற்ற வெப்பநிலை (Transition temperature)** என்று பெயர்.

இந்த வெப்ப நிலையில்,

$$Na_2SO_4 \, 10H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + 10H_2O$$

ஆகமாறுகின்றது என்பதை அநுமானிக்கலாம். இம்மாதிரியாகப் பல பொருள்கள் படிகநீர் இழக்கும் வெப்ப நிலையையும், வேறு மாற்றங்கள் அடையும் வெப்ப நிலையையும், இம்மாதிரி வரைப் படங்களின் மூலம் அறியலாம்.

9. நீர்த்த கரைசல்கள்
(Dilute solutions)

[சதவீத முறை — நார்மல் எண் முறை — மோலார் எண் முறை — மோலால் எண் முறை — ஆவி அழுத்தம் — ரௌலட் விதி — ஆவி வெளியீட்டு முறையில் மூலக்கூறெடையைக் காணுதல் — ஆவி அழுத்தமும் கொதி நிலையும் — கரைசலின் கொதிநிலை உயர்வு — கரைசலின் கொதிநிலை மாறிலி — கொதி நிலையேற்ற முறை மூலம் கரை பொருளின் மூலக்கூறெடையைக் காணுதல் — பெக்மென் முறை — உறை நிலை தாழ்வு — உறைநிலை தாழ்வு முறையில் கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை எண்ணைக் காணுதல் — சவ்வூடு பரவலும், சவ்வூடு பரவலழுத்தமும் — சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தை அளக்கும் முறைகள் — காப்பர் ஃபெரோசயனைடு சவ்வு தயாரித்தல் — பெஃபர் முறை — பெர்க்லி, ஹார்ட்லி முறை — சவ்வூடு பரவலழுத்தங்களை அளத்தலால் கண்ட முடிவுகள் — வான்ட்ஹாஃப் கொள்கை — சவ்வூடு பரவலழுத்த அளவிலிருந்து கரை பொருளின் மூலக்கூறெடையைக் காணுதல்]

திடப் பொருள்கள் திரவங்களில் கரையும் பொழுது உண்டாகும் பலவகைக் கரைசல்களைப் பற்றி அறிந்தோம். ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் திடப் பொருளின் கரைதிறனை விடக் குறைவாகத் திடப் பொருள் கரைந்திருந்தால் அதைத் தெவிட்டாத கரைசல் என்று அழைத்தோம். தெவிட்டாத கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் அளவை யொட்டி நீர்த்த கரைசல், செறிவுக் கரைசல் என்று மேலும் இரண்டு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். இவைகள் முறையே, குறைவான கரைபொருளையும், அதிகமான கரைபொருளையும் (கரைதிறனை விடக் குறைவு) பெற்றிருக்கும், கரைசல்களைக் குறிக்கும், குறைவு, அதிகம் என்ற சொற்கள் விஞ்ஞான ரீதியான அளவீட்டு முறையில் அமைய வில்லை. ஆகவே, தெவிட்டாத கரைசல்களில், கரைபொருளின்

அளவைக் குறிக்க வேறு தகுதியான முறைகள் கையாளப் படுகின்றன.

சதவீத முறை

கரைபொருளின் எடையையும், கரைப்பானின் எடையையும், எடுத்துக்கொண்டு, 100 பங்கு கரைப்பானில் எவ்வளவு பங்கு கரைபொருளுள்ளது என்று குறிப்பிடுவது ஓர் எளிய முறை யாகும். 10 கிராம் சாதாரண உப்பு 100 கிராம் நீரில் கரைந்திருந் தால் அந்தக் கரைசலை 10% கரைசல் என அழைக்கின்றோம். நீர் கரைப்பானாக இருக்கும் பொழுது, 100 க.செ.மீ. நீரில் எவ்வளவு கிராம் கரைபொருள் கரைந்துள்ளதோ அதையே கரைசலின் சதவீதமாகவும் அழைப்பதுண்டு. 20 கிராம் பொட்டாசியம் அயோடைட், 100 க.செ.மீ. நீரில் கரைந்திருந்தால் அதை 20% கரைசல் என அழைக்கிறோம்.

விஞ்ஞான ரீதியாகச் சதவீதத்தில் கரைசலைக் குறிப்பிட வேண்டுமானால் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் சதவீதத்தைக் குறிப்பிடுவதே சரியானதாகும். 10 கிராம் சர்க்கரையை 100 கிராம் நீரில் கரைப்பதாகக் கொண்டால், கரைசலின் எடை 110 கிராமாகும். 110 கிராம் கரைசலில் 10 கிராம் சர்க்கரை யுள்ளது. ஆகவே, இந்தச் சர்க்கரைக் கரைசலின் செறிவு $\frac{10}{110}$ அல்லது 9·1% என்று கூறவேண்டும்.

நார்மல் எண் முறை

கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் சமான எடை எண்ணின் அடிப்படையிலும், கரைசலின் செறிவைக் குறிக்க லாம். இந்த அளவீட்டு முறையை *N* அளவு (Normality) எனக் கூறுகின்றோம். 1000 க.செ.மீ. கரைசலில் ஒரு கிராம் சமான எடை கரைபொருள் கரைந்திருந்தால் அதை ஒரு நார்மல் (*I.N*) கரைசல் என்று அழைக்கிறோம். சோடியம் ஹைட்ராக் ஸைடின் சமான எடை எண் 40. ஆகவே 40 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, அதன் ஒரு கிராம் சமான எடை ஆகும். 1000 க.செ.மீ. கரைசலில் 40 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைந்திருந்தால் அந்தக் கரைசலின் செறிவு 1·*N* எனக்குறிப்பிட வேண்டும்.

கரைசலின் செறிவு (*N* அளவில்)

$$= \frac{\text{1000 க.செ.மீ. கரைசலில் கரைபொருளின் எடை (கிராமில்)}}{\text{கரைபொருளின் கிராம் சமான எடை}}$$

மாதிரிக் கணக்கு

24 கிராம் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் 500 க.செ.மீ. நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்திலிருந்தால் அந்தக் கரைசலின் செறிவை நார்மாலிடியில் குறிப்பிடுக.

500 க.செ.மீ. கரைசலில் உள்ள அமிலத்தின் எடை } = 24 கிராம்

1000 க.செ.மீ. கரைசலில் உள்ள அமிலத்தின் எடை } $= \frac{24 \times 1000}{500}$

= 48 கிராம் அமிலம் இருக்கும்.

சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் (H_2SO_4) சமான எடை எண் } $= \frac{2+32+64}{2}$

$= \frac{98}{2} = 49.$

∴ கரைசலின் செறிவு N அளவில்

$= \frac{\text{1000 க.செ.மீ. கரைசலில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் எடை}}{\text{சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் சமான எடை}}$

$= \frac{48}{49} = \mathbf{0{\cdot}9795}\ N.$

மோலார் எண் முறை

கரைபொருளின் மூலக்கூறின் எடையை அடிப்படையாகக் கொண்டும் கரைசலின் செறிவைக் குறிக்கலாம். பொருளின் மூலக்கூறெடையைக் கிராமில் குறிப்பிடும் பொழுது கிராம் மூலக்கூறெடை யென்று கூறுகிறோம். எத்தனை கிராம் மூலக்கூறெடை 1000 க.செ.மீ. கரைப்பானில் கரைந்துள்ளதோ அந்த எண் அந்தக் கரைசலின் எண் எனப்படும். ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறெடை 36·5. ஆகவே, அதன் கிராம் மூலக்கூறெடை 36·5 கிராமாகும். 36·5 கிராம் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் 1000 க.செ.மீ, நீரில் கரைந்திருந்தால் அந்தக் கரைசலை ஒரு மோலார் கரைசல் என அழைக்கவேண்டும்.

கரைசலின் மோலார் எண்

$= \frac{\text{1000 க.செ.மீ கரைப்பானில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் எடை}}{\text{கரைபொருளின் கிராம் மூலக்கூறெடை}}$

மாதிரிக் கணக்கு

20 கிராம் சர்க்கரை ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 300 க.செ.மீ. நீரில் கரைந்திருந்தால், அந்தக் கரைசலின் செறிவை மோலார் அளவில் குறிப்பிடுக.

300 க.செ.மீ. நீரில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் எடை } = 20 கிராம்.

1000 ,, ,, ,, $= \frac{20 \times 1000}{300}$

= 66·66 கிராம்

சர்க்கரையின் மூலக்கூறெடை ($C_{12}H_{22}O_{11}$) } $= (12\times12) + (1\times22) + (16\times11)$.

= 342

சர்க்கரையின் கிராம் மூலக்கூறெடை } = 342 கிராம்.

கரைசலின் செறிவு (மோலார் எண்ணில்) } $= \frac{66{\cdot}66}{342}$

= 0·1949 மோலார் எண்.

மோலால் எண் முறை

கரைப்பானின் அளவைப் பருமனளவில் குறிக்காமல் 1000 கிராம் கரைப்பானில் எவ்வளவு கிராம் மூலக்கூறெடை கரைபொருள் கரைந்துள்ளது எனக் கணக்கிட்டால், அந்த அளவீட்டை மோலால் எண் என்று அழைக்கிறோம். ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள கரைபொருள், 1000 கிராம் எடையுள்ள கரைப்பானில் கரைந்து கரைசல் ஏற்பட்டால் அந்தக் கரைசலின் செறிவு ஒரு மோலால் எண் ஆகும்.

கரைசலின் செறிவு (மோலால் எண்ணில்)

$$= \frac{\text{1000 கிராம் கரைப்பானால் கரைக்கப்படும் கரைபொருளின் எடை}}{\text{கரைபொருளின் கிராம் மூலக்கூறெடை}}$$

மாதிரிக் கணக்கு

22 கிராம் யூரியா 350 கிராம் நீரில் கரைந்து ஏற்படும் கரைசலின் செறிவை மோலால் எண் அளவீட்டில் காண்க.

350 கிராம் நீரில் கரைந்துள்ள யூரியாவின் எடை } = 22 கிராம்

1000 ,, ,, $= \frac{22 \times 1000}{350}$

= 62·85 கிராம்

யூரியாவின் கிராம் மூலக்கூறெடை $CO(NH_2)_2$ } = 12+16+28+4

= 60 கிராம்

∴ யூரியா கரைசலின் செறிவு $= \frac{62 \cdot 85}{60}$

= 1·047 மோலால் எண்.

நீரின் அடர்த்தி எண் ஒன்றாக இருப்பதால் 1000 க.செ.மீ. நீரின் எடை 1000 கிராமாக இருக்கும். ஆகவே, நீர் கரைப்பானாக அமையும்பொழுது கரைசலின் மோலார் எண்ணும் மோலால் எண்ணும் ஒன்றாகவே இருக்கும்.

கிராம் மூலக்கூறுகளும், மூலக்கூறு பின்னமும்
(Gram moles and mole fraction)

ஒரு கிராம் அணு எடையுள்ள எந்தத் தனிமத்திலும் $6 \cdot 023 \times 10^{23}$ அணுக்கள் உள்ளன என்பதை அவெகாட்ரோ கணக்கிட்டார். அதுபோலவே ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள, தனிமத்திலும், அல்லது சேர்மத்திலும் $6 \cdot 023 \times 10^{23}$ மூலக்கூறுகள் உள்ளன. $6 \cdot 023 \times 10^{23}$ எண்ணுக்கு அவெகாட்ரோ எண் (N) என்று பெயர். இக்கருத்தையும் மனதில் கொண்டால் கரைபொருள், கரைப்பான் இரண்டையுமே மோல் எண்களில் குறிக்கலாம்.

$$\text{மோல் எண்} = \frac{\text{பொருளின் எடை}}{\text{ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை}}$$

மாதிரிக் கணக்கு

கீழ்க்காணும் பொருள்களை மோல் எண்களில் கணக்கிடுக.

(a) 15 கிராம் ஆக்சாலிக் அமிலம்.

(b) 30 கிராம் சர்க்கரை.

(c) 100 கிராம் நீர்.

(a) ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் கிராம் மூலக்கூறெடை $(C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O)$. } = 126

ஃ 15 கிராம் ஆக்சாலிக் அமிலம் (மோல் எண்களில்) } $= \frac{15}{126}$

$= 0{\cdot}119.$

(b) 30 கிராம் சர்க்கரை (மோல் எண்களில்) } $= \frac{30}{342}$

$= 0{\cdot}08772$

(c) 100 கிராம் நீர் (மோல் எண்களில்) } $= \frac{100}{18}$

$= 5{\cdot}555$

கரைசலில், கரைப்பான், கரைபொருள் இரண்டும் இருப்பதால், கரைசலிலுள்ள மொத்த மோல்கள் அவற்றின் கூட்டுத்தொகை யாகும். கரைபொருளின் பங்கை மொத்தக் கரைசலில் கணக்கிட, கரைபொருளின் மோல் எண்ணை, மொத்தக் கூட்டுத் தொகையால் வகுக்கவேண்டும். இந்தப் பின்னத்திற்கு மோல் பின்னம் என்று பெயர்.

கரைபொருளின் மோல் எண் } $= \frac{\text{கரைபொருளின் எடை}}{\text{கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை}}$

$= n.$

கரைப்பானின் மோல் எண் } $= \frac{\text{கரைப்பானின் எடை}}{\text{கரைப்பானின் மூலக்கூறெடை}}$

$= N$

கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் மோல் பின்னம் } $= \frac{n}{n+N}$

மாதிரிக் கணக்கு

80 கிராம் யூரியா, 1200 கிராம் நீரில் கரைந்துள்ள கரைசலில் கரைபொருளின் மோல் பின்னத்தைக் கணக்கிடுக.

8 கிராம் யூரியா (மோல் எண்களில்) } $= \frac{80}{60}$

$= 1{\cdot}333$

$= n$

$$\left.\begin{array}{r}\text{1200 கிராம் நீர்}\\ \text{(மோல் எண்களில்)}\end{array}\right\} = \frac{1200}{18}$$

$$= 66{\cdot}67$$

$$= N$$

$$\left.\begin{array}{l}\text{யூரியா கரைசலில்}\\ \text{கரைபொருளின் மோல் பின்னம்}\end{array}\right\} = \frac{n}{n \times N}$$

$$= \frac{1{\cdot}333}{1{\cdot}333+66{\cdot}67}$$

$$= \frac{\mathbf{1{\cdot}333}}{\mathbf{68{\cdot}003}}$$

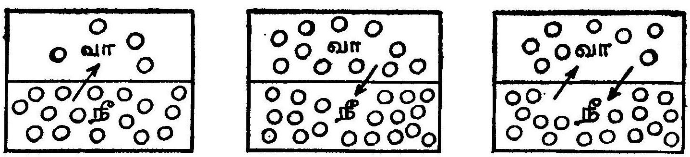
கரைபொருளின் தன்மைக்கேற்ப கரைசல்களை (1) மின்பகாப் பொருள் கரைசல்கள் (Solutions of non electrolytes), (2) மின் பகு பொருள் கரைசல்கள் என இரு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். மின்பகாப் பொருள் கரைபொருளாக உள்ள நீர்த்த கரைசல்களின் பண்புகளைப் பற்றிக் காண்போம். இவ்வகைக் கரைசல்களின் பல பண்புகள் கரைபொருளின் துகள்களின் எண்ணிக்கையை மட்டும் பொருத்துள்ளன. இம்மாதிரித் துகள்களின் எண்ணிக் கையை மட்டும் பொருத்துள்ள பண்புகளுக்குத் 'தொகை சார் பண்புகள்' என்று பெயர் கரைசல்களின் தொகை சார் பண்புகளில் (colligative properties) மிகவும் முக்கியமான (1) ஆவி யழுத்தக் குறைவு (Lowering of vapour pressure), (2) கொதிநிலை உயர்வு (Elevation in boiling point), (3) உறை நிலைத் தாழ்வு (Depression in freezing point), (4) கரைசலின் ஊடுபரவலழுத்தம் (Osmotic pressure) போன்ற பண்புகளை மட்டும் சற்று விபரமாகக் காண்போம். இவ்வகைக் கரைசல்களில், கரைபொருள் ஆவியாகக் கூடிய தன்மையற்றதாவும், கரைப்பான் மட்டும் எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய நிலையிலுள்ளதாகவும் கொள்ளவேண்டும்.

ஆவி அழுத்தம்

எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய ஒரு திரவப்பொருளை ஒரு முகவையில் சிறிதளவு வைத்திருந்தால், திரவத்திலுள்ள மூலக் கூறுகள், இயக்கக் கொள்கையின்படி (Kinetic theory) ஒரு நிலையிலில்லாமல் இங்கும், அங்கும். அலைந்து கொண்டிருக்கும், இவ்வாறு அலையும் மூலக்கூறுகளில் சில, தங்களிடமுள்ள அதிக இயக்கு ஆற்றல் காரணத்தால் திரவநிலையிலிருந்து விடுபட்டு

வாயு நிலையையடையும். இது தொடர்ந்து நடைபெறும் நிகழ்ச்சியாகும். இந்நிகழ்ச்சியையே 'திரவம் ஆவியாதல்' (Evaporation) என அழைக்கின்றோம்.

முகவையிலுள்ள திரவத்திலிருந்து ஆவி வடிவத்தில் வெளி வந்த மூலக்கூறுகள் இயக்கக்கொள்கைபின்படி அதன் சுற்றுப்புற சுவர்களில் மோதுவதால் அழுத்தம் (Pressure) உண்டாகிறது. இவ்வித அழுத்தத்தை ஆவியின் அழுத்தம் (Vapour pressure) எனக்கூறலாம். ஆவிநிலையிலுள்ள மூலக்கூறுகளில் சில திரவ புறப்பரப்பை யடைந்து திரவ மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன. இந்நிகழ்ச்சியைச் சுருக்கு வினை (Condensation) என அழைக்கின்றோம். ஆவியாதலும், சுருக்கு வினையும் ஒருங்கே நிகழ்கின்றன. முகவை மூடப்பட்டிருந்தால் சற்று நேரத்திற்குப்பிறகு, ஆவியாதல் வினையின் வேகமும், சுருக்கு வினையின் வேகமும் சமமாகின்றன. இந்நிலையை ஒரு இயங்குச் சமநிலையாகக் கருதலாம். முகவையிலுள்ள திரவமும், திரவத்தின் மேலுள்ள ஆவியும் இந்த இயங்குச் சமநிலையை அடைந்தவுடன் ஆவியாதல் அல்லது சுருங்குதல் இரண்டும் வெளிப்படைக்கு நிகழ்வதுபோல் தெரிவதில்லை. இந்நிலையில் ஆவியின் அழுத்தத்தை, தெவிட்டிய ஆவியழுத்தம் (Saturated vapour pressure) என அழைக்கின்றோம்.

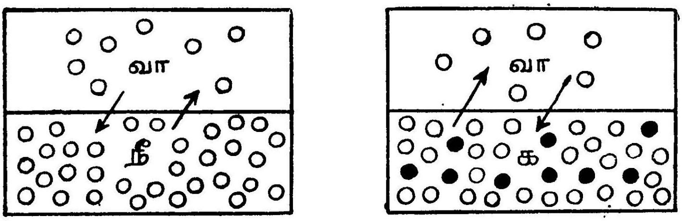


ஆவியாதல் சுருக்குவினை நிகழ்தல் இயங்குச் சமநிலை

படம் 57.

கரைபொருள், மின் பகாப் பொருளாகவும், எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய தன்மையற்றதாகவும், கரைசல் நீர்த்த கரைசலாகவும், இருக்கும்பொழுது ஆவியாதலும், சுருக்கு வினையும் எவ்வாறு நிகழுமெனக் காண்போம். கரைசலில் எளிதில் ஆவியாக முடியாத கரைபொருள் கரைந்துள்ளதால், அதன் புறப்பரப்பில் கரைப்பானின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை குறைவாக இருக்கும். இக்காரணத்தால் கரைசலிலிருந்து வெளியேறும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் குறையும். கரைசலின் புறப்பரப்பில் கரைபொருளின் மூலக்கூறுகளிருக்கும் காரணத்தால் சுருக்கு வினையில் மூலக்கூறுகள், திரும்பவும் திரவநிலை

அடைவதும் குறையும். இக்காரணங்களினால் திரவத்தின் மேலிருக்கும் ஆவியினால் ஏற்படும் தெவிட்டிய அழுத்தமும் குறையும்.



கரைப்பான் கரைசல்

படம் 58.

தெவிட்டிய ஆவியழுத்தம், கரை பொருளின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைப் பொருத்திருக்குமென்பது எளிதில் தெரிகின்றது. தெவிட்டிய அழுத்தக் குறைவுக்கும், கரை பொருளின் மோல் பின்னத்திற்குமுள்ள தொடர்பை ரௌலட் என்பவர் கண்டறிந்தார். அவர் கூறியதை ரௌலட் விதியென அழைக்கின்றோம்.

ரௌலட் விதி. 'ஒரு கரைசலின் சார்புடைய ஆவியழுத்தக் குறைவு, அக்கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் மோல் பின்னத்திற்குச் சமமாக இருக்கும்.'

திரவத்தின் தெவிட்டிய ஆவியழுத்தம் $= P_0$.

கரைசலின் ,, ,, $= P_1$.

∴ கரைசலில் ஆவியழுத்தக் குறைவு $= P_0 - P_1$.

இந்த ஆவியழுத்தக் குறைவான $P_0 - P_1$யை P_0-ஆல் வகுத்து வரும் ஈவைக் கரைசலின் சார்புடைய அழுத்தக் குறைவாகக் கொள்ளலாம்.

$$\therefore \text{சார்புடைய அழுத்தக்குறைவு} = \frac{P_0 - P_1}{P_0}$$

கரைசலிலுள்ள, கரைபொருள் 'n' மோல்களென்றும், கரைப்பான் 'N' மோல்களென்றும் கொண்டால்.

$$\left.\begin{array}{c}\text{கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின்}\\ \text{மோல் பின்னம்}\end{array}\right\} = \frac{n}{n + N}$$

ரௌலட் விதியைச் சமன்பாடாகக் கூறினால்,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{n}{n+N}$$ என்றாகும்.

'*m*' மூலக்கூறெடையுள்ள *w* கிராம் கரைபொருள் *M* மூலக்கூறெடையுள்ள *W* கிராம் கரைப்பானால் கரைக்கப் பட்டால்,

$$n = \frac{w}{m}$$

$$N = \frac{W}{M}$$

கரைசல் மிகவும் நீர்த்த கரைசலாக இருப்பின் கரைசலி லுள்ள கரைபொருளின் மோல் பின்னம் $\frac{n}{n+N}$ என்பதற்குப் பதிலாக $\frac{n}{N}$ எனக்கொள்ளலாம்.

ஆகவே $$\frac{n}{N} = \frac{w}{m} \div \frac{W}{M}$$

அல்லது $$\frac{n}{N} = \frac{w \times M}{m \times W}$$

நீர்த்த கரைசல்களைச் சோதனைக்கு எடுத்துக்கொள்ளும் பொழுது ரௌலட் விதிப்படி,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{n}{N} = \frac{w \times M}{W \times m}$$

அல்லது

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{w \times M}{W \times m}$$

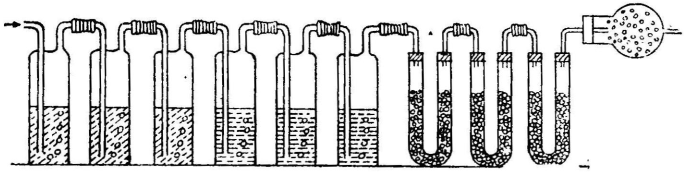
இச்சமன்பாட்டின் உதவியால் கரைபொருளின் மூலக் கூறெடையைக் கண்டு பிடிக்க முடியும்.

ஆவியழுத்தக் குறைவை அளந்து கரைபொருளின் மூலக் கூறெடையைக் கணக்கிட மூன்று முறைகள் பின்பற்றப்படு கிறன. அவைகளாவன:–(1) நிலையான முறை **(Static)**, (2) இயங்கு முறை **(Dynamic)**, (3) ஆவி வெளியீட்டு முறை **(transpiration)**.

ஆவி வெளியீட்டு முறையில் மூலக்கூறெடையைக் காணுதல்

நீர்த்த கரைசல்களின் ஆவியழுத்தக் குறைவு மிகச் சிறிதாக இருக்கும். கரைசல், கரைப்பான் இவற்றின் ஆவியழுத்தங்களை நேரிடையாகக் கணக்கிடாமல் ஆவி வெளியீட்டு முறையில் எளிதில் ஆவியழுத்தக் குறைவைக் கண்டறியலாம்.

படத்தில் காட்டியபடி முதல் மூன்று கண்ணடிக் குமிழ்களில் கரைசலை எடுத்துக்கொள். அவற்றின் எடையைக் கண்டுபிடி. உலர்ந்த காற்றை இக்குமிழ்களிலுள்ள கரைசல்களின் மூலமாகச் செலுத்து. உலர்ந்த காற்று, கரைசலின் ஆவியால் தெவிட்டிய நிலையை அடையும். இந்தக் காற்றைத் தொடர்ந்து எடை தெரிந்த கரைப்பானைக் கொண்ட மூன்று கண்ணடிக் குமிழ்கள் மூலம் செலுத்து. கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தம் கரைசலின் ஆவி அழுத்தத்தைவிட அதிகமாதலால் உள்புகும் காற்று கரைப்பானைப் பொருத்தமட்டில், உள்புகும்பொழுது, குறை தெவிட்டிய தாகவும், வெளியேறும் பொழுது தெவிட்டியதாகவுமிருக்கும். ஆகவே, இந்தக் காற்று மேலும் ஆவியை உறிஞ்சிக் கரைப்பானின் உதவியால் முற்றும் தெவிட்டிய காற்றாக மாறும். இவ்வாறு வெளிவரும் காற்றைத் தொடர்ந்து எடை கண்டுபிடிக்கப்பட்ட கால்சியம் குளோரைடுபோன்ற பொருள்கள் உள்ள மூன்று குழாய்கள் மூலம் செலுத்து. காற்றிலுள்ள ஆவி முழுவதும் கால்சியம் குளோரைடுபோன்ற பொருளால் கிரகிக்கப்பட்டு, உலர்ந்த காற்று மட்டும் வெளிவரும்.



படம் 59.

சோதனையின் முடிவில், கரைசல்களிருக்கும் குமிழ்களின் எடை, கரைப்பானிருக்கும் குமிழ்களின் எடை, கால்சியம் குளோரைடு குழாய்களின் எடை, இவற்றைக் கண்டுபிடி. கால்சியம் குளோரைடு குழாய்களில் காணப்படும் எடை ஏற்றம், கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்திற்கு நேர் விகிதத்தில் அமையும்.

கரைப்பானைக் கொண்டுள்ள குமிழ்களின் எடை குறைவு கரைப் பானின் ஆவி அழுத்தத்திற்கும், கரைசலின் ஆவி அழுத்தத்திற்கு முள்ள வித்தியாசத்திற்கு நேர் விகிதமாக இருக்கும்.

$(P_0 - P_1) \propto$ கரைப்பானுள்ள குமிழ்களின் எடைக்குறைவு

$P_0 \propto$ கால்சியம் குளோரைடு குழாயின் எடை உயர்வு

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{\text{கரைப்பான் குமிழ்களின் எடைக்குறைவு}}{\text{கால்சியம் குளோரைடு குழாய்களின் எடை அதிகரிப்பு}}$$

கரைப்பானின் மூலக்கூறெடையும் (M) கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் எடையும் (w) கரைப்பானின் எடையும் (W) தெரியுமாதலால், கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைச் (m) சுலபமாகக் கணக்கிடலாம்.

ரௌலட் விதிப்படி,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{w \times M}{W \times m}$$

$$\therefore \quad m = \frac{w \times M}{W} \times \frac{P_0}{P_0 - P_1}$$

மாதிரிக் கணக்கு

38 கிராம் கரைபொருள், 100 கிராம் நீரில் கரைக்கப்பட்டுள்ள கரைசலின் வழியாகவும், தொடர்ந்து நீரின் வழியாகவும் உலர்ந்த காற்று செலுத்தப்பட்டது. வெளிவரும் காற்று ஒரு கால்சியம் குளோரைடு குழாய் மூலம் வெளியிடப்பட்டது. நீர்க் குமிழ்களின் எடைக் குறைவு 0·0551 கிராமாகவும் கால்சியம் குளோரைடு குழாயில் எடை அதிகரிப்பு 2·212 கிராம்களாகவும் இருந்தால் கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் காண்க.

ஆவி வெளியீட்டு முறைச் சோதனையில்,

$(P_0 - P_1) \propto$ நீர்க் குமிழ்களின் எடைக் குறைவு

$\therefore P_0 - P_1 \propto 0{\cdot}0551$

$P_0 \propto$ கால்சியம் குளோரைடு குழாயின் எடை அதிகரிப்பு

$\therefore P_0 \propto 2{\cdot}212$

$$\therefore \frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{0{\cdot}0551}{2{\cdot}212}$$

ரௌலட் விதிப்படி,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{w \times M}{W \times m}$$

w = கரைபொருளின் எடை = 38 கிராம்

M = நீரின் மூலக்கூறெடை = 18 கிராம்

W = கரைப்பானின் எடை = 100 கிராம்

$$\therefore \frac{0{\cdot}0551}{2{\cdot}212} = \frac{38 \times 18}{100 \times m}$$

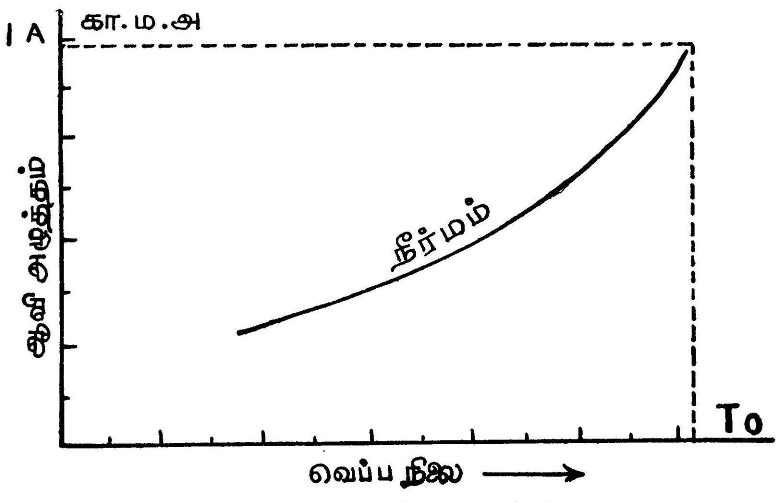
$$\therefore m = \frac{38 \times 18}{100 \times m} \times \frac{2{\cdot}212}{0{\cdot}0551}$$

$$= 274{\cdot}6$$

∴ கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை எண் = **274·6**

ஆவி அழுத்தமும், கொதிநிலையும்

திரவத்திலிருந்து மூலக்கூறுகள் விடுபட்டு, வெளியேறுவதால் ஆவி அழுத்தம் உண்டாகின்றதென்று கற்றோம்.



A = ஒருவாயு மண்டல அழுத்தம்
T° = கரைப்பானின் கொதிநிலை
படம் 60.

வெளிப்புற அழுத்தமும், ஆவி அழுத்தமும் சமமான நிலையடையும் பொழுது திரவம் கொதிநிலையை அடைகின்றது.

எனவே, ' எந்த வெப்ப நிலையில் திரவத்தின் ஆவி அழுத்தமும், வெளிப்புற அழுத்தமும் சமமாக உள்ளதோ, அந்த வெப்ப நிலையைத் திரவத்தின் கொதிநிலை' யென்று வரையறுக்கலாம்.

நீரின் கொதிநிலை சமுத்திர மட்டத்தில் 100°C எனக் கூறினால், சமுத்திர மட்டத்திலுள்ள காற்றின் அழுத்தம், 100°C வெப்ப நிலையில் நீரின் ஆவி அழுத்தத்திற்குச் சமமாக (760 செ.மீ.) இருக்குமென்று பொருள்படும். வெப்ப நிலையையும், ஆவி அழுத்தத்தையும் தொடர்பு படுத்தி வரையப்படும் வரைப் படம் எதிர் பக்கத்தில் உள்ளதுபோல் அமையும்.

ஒரு வாயு மண்டல அழுத்தத்தில் திரவத்தின் கொதிநிலை T° ஆக இருக்குமென அறிகிறோம். இவ்வரைப் படத்தை உபயோகித்து வெளிவாயுவின் பல்வேறு அழுத்தத்தில் திரவத்தின் கொதிநிலைகளைக் காணலாம்.

கரைசலின் ஆவி அழுத்தம் கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்தை விட எந்த ஒரு வெப்பநிலையிலும் குறைவாக இருக்குமாதலால் கரைசலின் ஆவி அழுத்த வளைகோடு கரைப்பானின் வளை கோட்டுக்குக் கீழேதான் இருக்க முடியும்.

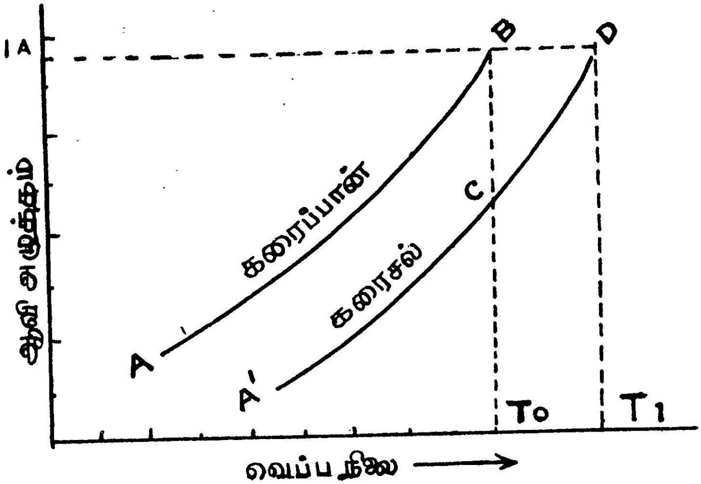
கரைசலின் கொதிநிலை உயர்வு

கரைசலின் ஆவி அழுத்த வரைகோடு கரைப்பான் ஆவி அழுத்த வரை கோட்டுக்குக் கீழே அமைவதால் ஒரு குறிப்பிட்ட வாயு மண்டல அழுத்தத்தைக் கரைசல் வளைகோடு தொடுவதற்கு வெப்ப நிலையை அதிகரிக்க வேண்டும். ஆகவே, கரைசலின் கொதிநிலை கரைப்பானின் கொதிநிலையைவிடச் சற்று அதிகரித்திருக்கும்.

கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள படத்தில் (*AB*) கரைப்பானின் ஆவி அழுத்த வரைகோடும் (*A'CD*) கரைசலின் ஆவி அழுத்த வரைகோடும் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. ஒரு வாயு மண்டல அழுத்தத்தில், கரைப்பான் T_0 வெப்ப நிலையடைந்தால் கொதிக்க ஆரம்பிக்கும். கரைசலின் ஆவி அழுத்தம், ஒரு வாயுமண்டல அழுத்தத்தையடைய T_1° வரை உஷ்ணப்படுத்த வேண்டும். படத்தில் *B*, *C*, என்பன T_0° வெப்ப நிலையில், கரைப்பான், கரைசல் இவற்றின் ஆவி அழுத்தங்களைக் குறிக்கும் புள்ளிகளாகும்.

படத்தில் $BC = P_0 - P_1$

$$\therefore \frac{BC}{P_0} = \frac{P_0 - P_1}{P_0}$$



படம் 61.

கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தமும், வாயுமண்டல அழுத்தமும் ஒன்றாக இருக்கும் பொழுது P_0 மாறாத எண்ணாக இருப்பதால் P_0யை ஒரு மாறிலியாகக் கொள்ளலாம்.

ஆகவே, $BC \propto \frac{P_0 - P_1}{P_0}$

படத்திலுள்ள $\triangle$ BCDயில்,

$BD \propto BC$

ஆகவே, $BD \propto \frac{P_0 - P_1}{P_0}$

BD என்பது கொதிநிலை உயர்வைக் குறிக்கும்

$(T_1 - T_0) = \lambda t$

$\therefore \lambda t \propto \frac{P_0 - P_1}{P_0}$

ரௌலட் விதிப்படி,

$$\frac{P_0 \quad P_1}{P_0} = \frac{n}{N} = \frac{w \times M}{W \times m}$$

ஆகவே, $\lambda t \propto \frac{w \times M}{W \times m}$

$$\lambda t = K_1 \times \frac{w \times M}{W \times m}$$

K_1 என்பது ஒரு மாறிலியாகும்

கரைசலின் கொதிநிலை மாறிலி
(Molal elevation constant)

$\lambda t = \frac{K_1 \times w \times M}{W \times m}$ என்ற சமன்பாட்டை 1000ஆல் பெருக்கி 1000ஆல் வகுத்தால், $\lambda t = \frac{k_1 \times M}{1000} \times \frac{w \times 1000}{W \times M}$ என்ற சமன்பாடு பெறலாம். ஒரு குறிப்பிட்ட திரவத்தைக் கரைப்பானாகக் கொள்ளும் பொழுது, $\left[\frac{k_1 \times M}{1000}\right]$ ஒரு மாறிலியாக அமையும். இந்த மாறிலி Ke என்று அழைக்கப்படும்.

$$\therefore \quad \lambda t = Ke \times \frac{w \times 1000}{W \times m}$$

இந்தச் சமன் பாட்டில் $\frac{w}{m} = 1$ ஆகவும், $\frac{1000}{W} = 1$ ஆகவும் அமையுமானால் $\lambda t = Ke$ என ஏற்படும். $\frac{w}{m} = 1$ ஆக அமைய ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை கரைபொருளை எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும்.

$\frac{1000}{W} = 1$ ஆக அமைய 1000 கிராம் கரைப்பானை எடுத்துக் கொள்ளவேண்டும்.

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை கரைபொருள் 1000 கிராம் கரைப்பானில் கரைந்திருப்பின் அந்தக் கரைசலின் செறிவு ஒரு மோலால் எண் என்று கூறலாம்.

கரைசலின் கொதிநிலை மாறிலி (Ke) என்பது ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை கரைபொருள் 1000 கிராம் கரைப்பானில் கரைந்திருக்கும் பொழுது ஏற்படுத்தும் கொதிநிலையின் உயர்வு எண்ணைக் குறிக்கும். கொதிநிலை மாறிலி, (Ke) கரைபொருளின் தன்மையைப் பொருத்தில்லாமல், கரைபொருளின் துகள்களின் எண்ணிக்கையை மட்டும் பொருத்துள்ளதால் இஃது ஒரு தொகை சார் பண்பாகும்.

சில கரைப்பான்களின் கொதிநிலை மாறிலிகளாவன :

நீர் .... 0·52

பென்சீன் .... 2·67

ஈதர் ....2·10

ஈத்தைல் சாராயம்..................1·15

சமுத்திர மட்டத்தில் நீரின் கொதிநிலை 100°C. ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள கரைபொருள் 1000 கிராம் நீரில் கரைந்திருந்தால், அந்தக் கரைசலின் கொதிநிலை சமுத்திர மட்டத்தில் 100·52°C ஆகயிருக்குமென்பதே இதன் பொருளாகும்.

வெப்ப இயக்கக் கொள்கையைப் பயன்படுத்தி, கிடைக்கும் $Ke = \frac{RT^2}{1000L}$ என்ற சமன்பாட்டின் மூலமாகவும் கொதிநிலை மாறிலியைக் (*Ke*) கணக்கிடலாம்.

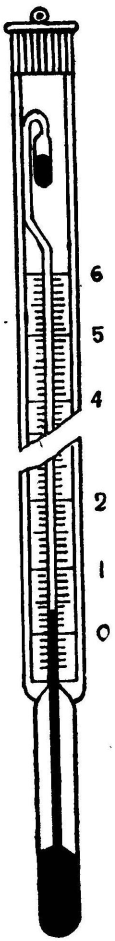
R = வாயு மாறிலி
T = கரைப்பானின் கொதிநிலை A°
L = ஆவியாவதற்கான உள்ளுறை வெப்பம்

கொதிநிலையேற்ற முறை மூலம் கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் காணுதல் [பெக்மென் முறை]

நீர்த்த கரைசல்களின் கொதிநிலையேற்றம், மிகக் குறைவாக இருக்கும். கரைப்பான், கரைசல் இவற்றின் தனிக் கொதிநிலைகளைக் (**Absolute**) காண வேண்டுவதில்லை. ஆனல், அவற்றிற்கிடையே யுள்ள கொதிநிலைகளின் வித்தியாசத்தை மிகத் துல்லியமாக அளக்க வேண்டும். இதை அளக்க உபயோகப்படும் வெப்பமாணிக்குப் பெக்மன் வெப்பமாணியென்று பெயர்.

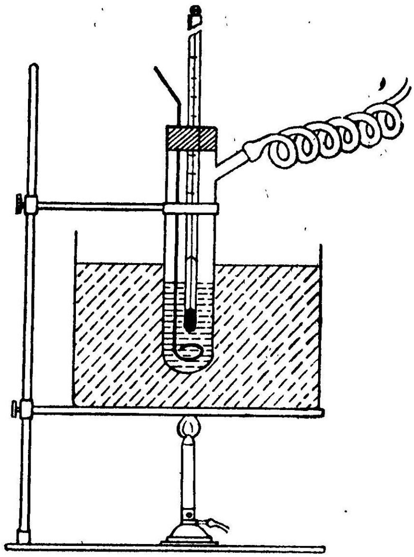
இந்த வெப்பமானி சுமார் 50 செ.மீ. நீளமுள்ளதாகும். இதில் 0° முதல் 6° வரை குறிக்கப்பட்டிருக்கும். ஒவ்வொரு டிகிரியும் 100 சம பாகங்களாகப் பிரிக்கப்பட்டிருக்கும், ஆகவே, ஒரு நுண்பிரிவின் அளவு 0·01°C ஆக அமைகின்றது. இந்த வெப்பமானியின் அடிப்புறத்திலுள்ள ஒரு பெரிய குமிழில் பாதரசம் உள்ளது. மேற்புற உச்சியில் வளைவுக் குழலுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ள ஒரு பாதரச தேக்கக் குமிழ் உள்ளது. இந்த இரு பகுதிகளும் ஒரு நுண்ணிழைக் குழாயால் இணைக்கப் பட்டுள்ளன.

இந்த வெப்பமானியைத் தகுந்த முறையில் வகை (Set) செய்து அமைத்துக் கொள்வதன் மூலம் ஒரு குறிப்பிட்ட 6°C இடை வெளியை மிகத்துல்லியமாக அளக்க முடியும்.



பெக்மென் வெப்பமானி
படம் 62.

பெக்மென் வெப்பமானியை, கொதிநிலை யேற்றத்தை அளக்க, வகை செய்துகொண்ட பின்னர், படத்தில் காட்டியபடி ஒரு கொதி நிலைக் குழாயுடன் (Boiling tube) வெப்பமானியைப் பொருத்து. கொதிநிலைக் குழாயின் பக்கவாட்டில்



படம் 63.

ஒரு குளிர் கலத்தைப் (Condenser) பொருத்தி ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள திரவத்தை (W) எடுத்துக்கொள். கொதிநிலைக் குழாயைச் சூடு செய்வதன் மூலம் திரவம் கொதிநிலையை அடையும். இந்நிலையில் பெக்மென் வெப்பமானி யில் காண்பிக்கும் வெப்ப நிலையைக் குறித்துக் கொள். குறிப்பிட்ட (w) எடையுள்ள கரைபொருளைக் கரைப் பானில் சேர்த்து நன்கு கலக்கி மீண்டும் முன்போலவே கரைசலின் கொதிநிலையைக் காண்க. இவ்விரண்டு கொதிநிலைகளுக்கு மிடையிலுள்ள அளவே (λt) கொதிநிலை உயர்வைக் குறிக்கும்.

$\lambda t = Ke \times \frac{w \times 1000}{W \times m}$ என்ற சமன்பாட்டை உபயோகப் படுத்திக் கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் (m) கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

1·513 கிராம் எடையுள்ள ஒரு கரிமப்பொருள் 21·01 கிராம் பென்சீனில் கரைக்கப்பட்டது. இக்கரைசலின் கொதிநிலை உயர்வு 0·105°C ஆக இருந்தால், கரிமப் பொருளின் மூலக் கூறெடையைக் கணக்கிடுக. [பென்சீன் கரைப்பானின் கொதிநிலை மாறிலி எண் = 0·267].

$$\lambda t = Ke \times \frac{w \times 1000}{W \times m}$$

$$\lambda t = 0{\cdot}105°C$$

$$Ke = 0{\cdot}267$$

$$w = 1{\cdot}513\ gm$$

$$W = 21{\cdot}01\ gm$$

$$m = ?$$

$$\therefore 0{\cdot}105 = \frac{0{\cdot}267 \times 1{\cdot}513 \times 1000}{21{\cdot}01 \times m}$$

$$\therefore m = \frac{0{\cdot}267 \times 1{\cdot}513 \times 1000}{21{\cdot}01 \times 0{\cdot}105}$$

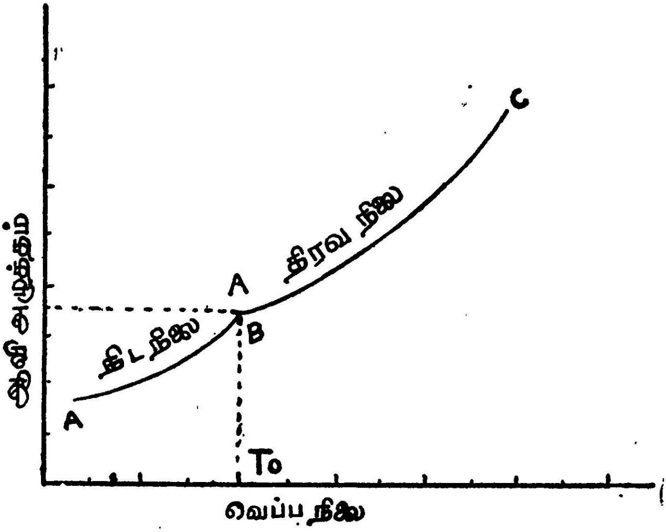
$$= 183{\cdot}1$$

∴ கரிமப் பொருளின் மூலக்கூறெடை எண் = **183·1**

உறைநிலை தாழ்வு (Depression in freezing point)

திரவம் ஆவியாதலால் ஆவி அழுத்தம் உண்டாகின்றது என அறிந்தோம். திடப்பொருள்களும் சிறிது சிறிதாக ஆவியாகக் கூடியவைகளே. திரவ — ஆவி அழுத்தங்களைக் கணக்கிட்டு வளைகோடுகளாக வரைப்படத்தில் காட்டுவது போலவே திட — ஆவி அழுத்த வளைகோடுகளை அதே வரைப்படத்தில் காண்பிக்கலாம். இந்த இரண்டு கோடுகளும் எந்த வெப்பநிலையில் சந்திக்கின்றனவோ அதுவே திடப்பொருளின் உருகு நிலையாகும், இக்கருத்தையே, 'திடப் பொருளின் உருகு நிலையில், திட — ஆவி அழுத்தமும், திரவ—ஆவி அழுத்தமும் சமமாக இருக்கும் என்றும்' கூறலாம்.

கீழேயுள்ள படத்தில் *A, B* என்ற வளைகோடு திட — ஆவி அழுத்தத்தைக் குறிப்பதாகும். *BC* என்ற வளைகோடு திரவ—ஆவி அழுத்தத்தைக் குறிக்கும். இவ்விரு வளைகோடுகளும் *B* என்ற இடத்தில் சந்திக்கின்றன. *B* யில் திட ஆவி அழுத்தமும், திரவ ஆவி அழுத்தமும் சமமாக உள்ளன. *B* என்ற புள்ளி T_0 வெப்ப நிலையைக் குறிப்பதாகும். ஆகவே, திடப்பொருள் $T_0°$ வெப்ப நிலையில் உருகும் என்பது தெளிவாகின்றது.



T_0 = திடப்பொருளின் உருகுநிலை

படம் 64.

ஒரே வரைப்படத்தில் கரைப்பான், கரைசல் இவைகளின் ஆவி அழுத்த வளைகோடுகளை வரைந்தால், கரைசலின் ஆவி அழுத்தம் குறைவாக இருக்கும். கரைசலின் ஆவி வளைகோடு, கரைப்பான் -- ஆவி வளைகோட்டிற்கு (படம் 65) கீழேயிருக்கும். அதே வரைப்படத்தில் திட — ஆவி அழுத்த வளைகோட்டையும் வரைந்தால், திரவ — ஆவி வளைகோடுகள் இக்கோட்டை வெவ்வேறு வெப்ப நிலையில் சந்திக்கும். இந்த வெப்பநிலைகளே கரைப்பான், கரைசல் இவற்றின் உருகு நிலைகளாக இருக்கின்றன.

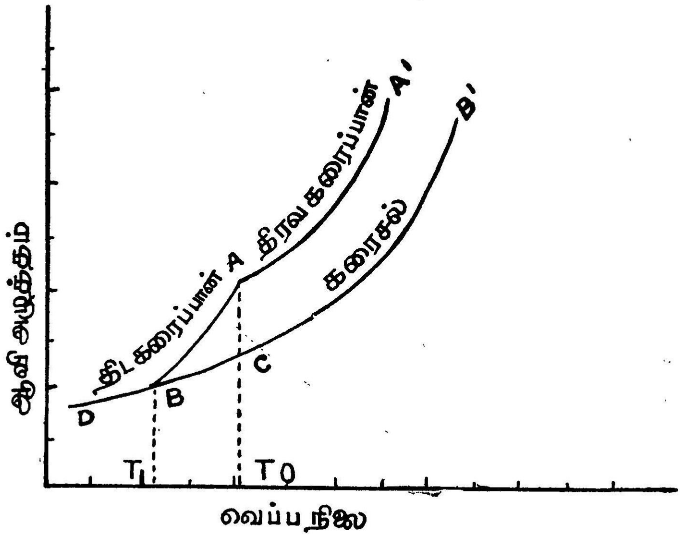
AA' ... கரைப்பான் — ஆவி, வளைகோடு

BB' ... கரைசல் — ஆவி, வளைகோடு

ABD ... திடப்பொருள் — ஆவி, வளைகோடு

T_0 ... கரைப்பானின் உருகுநிலை

T_1 ... கரைசலின் உருகுநிலை



படம் 65.

ஆகவே, கரைசலின் உருகுநிலை, கரைப்பானின் உருகுநிலையை விட எப்பொழுதும் தாழ்ந்தேயிருக்கும்.

வரைப்படத்தில் $AC = P_0 - P_1$

P_0 ஒரு மாறிலியாகையால்,

$$\frac{AC}{P_0} \propto \frac{P_0 - P_1}{P_0}$$

$$BC \propto AC$$

$$BC = T_0 - T_1 = \lambda t$$

$$\therefore \lambda t \propto \frac{P_0 - P_1}{P_0}$$

ரௌலட் விதியின்படி,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{n}{N} = \frac{w \times M}{W \times m}$$

ஆகவே, $\lambda t \propto \frac{w \times M}{W \times m}$

$$\lambda t = K_1 \frac{w \times M}{W \times m}$$

K_1 என்பது ஒரு மாறிலியாகும்.

சமன்பாட்டின் வலப்புறத்தை 1000ஆல் பெருக்கி, 1000ஆல் வகுத்தால்

$$\lambda t = K_1 \times \frac{w \times M \times 1000}{W \times m \times 1000}$$

$\left[\frac{K_1 \times M}{1000}\right]$ என்பது ஒரு குறிப்பிட்ட கரைப்பானுக்கு மாறிலியாக அமையும்.

எனவே, $\lambda t = Kd \times \frac{w \times 1000}{W \times m}$

$\frac{w}{m} = 1$ ஆகவும், $\frac{1000}{W} = 1$ ஆகவும் இருக்க 1 கிராம் மூலக் கூறெடை கரைபொருளை 1000 கிராம் கரைப்பானில் கரைக்க வேண்டும். அந்தக் கரைசலின் செறிவு ஒரு மோலால் எண் ஆகும். இந்நிலையில், $\lambda t = Kd$.

Kd, உருகுநிலை மாறிலி எண் அல்லது உறைநிலை மாறிலி எண் என்று அழைக்கப்படும்.

சில கரைப்பான்களின் உறைநிலை மாறிலி எண்களாவன :

நீர்........................1·86

பென்சீன்........................5·12

காம்ஃபர்........................40·0

வெப்ப இயக்கக் கொள்கையைப் பயன்படுத்திக் கிடைக்கும், $\lambda t = \frac{RT^2}{1000\,L}$ என்ற சமன்பாட்டின் மூலமும் உறைநிலை மாறிலியைக் கணக்கிடலாம்.

இந்தச் சமன்பாட்டில்,

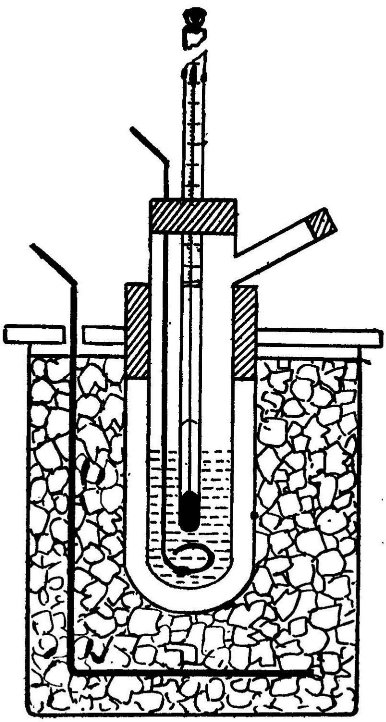
R = வாயு மாறிலி

T = உருகு நிலை A°

L = உறைவதற்கான உள்ளுறை வெப்பம்

உறைநிலைத் தாழ்வு முறையில் கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை எண்ணைக் காணுதல்

பெக்மென் முறை :— இம்முறையில் படத்தில் காட்டியபடி ஒரு குழாயுனுள் மற்றொரு குழாய் பொருத்தப்பட்டிருக்கும். இவ்விரு குழாய்களுக்குமிடையிலுள்ள இடைவெளியில் காற்றிருக்கும். உள்குழாயில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள (*W* கிராம்) கரைப்பானை எடுத்துக்கொள். ஒரு பெக்மென் வெப்பமானியைத் தகுந்த முறையில் வகை செய்து, அதன் பாதரஸக் குமிழ், கரைப்பானில் மூழ்கியிருக்கும்படி அமைத்துக்கொள். கரைப்பானைக் கலக்க ஒரு கலக்கியையும் உட்குழாயில் பொருத்து. உட்குழாய்க்கு ஒரு பக்கக் குழாயுள்ளது. வெளிக் குழாயைக் கரைப்பானின் உறை நிலையைவிட சுமார் 5°C குறைவாக உள்ள ஓர் உறைக் கலவை (Freezing mixture) யில் அமுக்கி வை. கரைப்பானைத் தொடர்ந்து கலக்கிக் கொண்டேயிருந்தால், கரைசலின் வெப்பநிலை குறைந்து கொண்டேவரும். கரைப்பானின் வெப்பநிலை அதன் உறைநிலையை அடைந்தவுடன் சிறு படிகங்கள் தோன்ற ஆரம்பிக்கும். பெக்மென் வெப்பமானியில், பாதரசக் கம்பம் ஒரு நிலையான இடத்தில் (T_0) நிற்கும். இதுவே கரைப்பானின் உறைநிலை ஆகும்.



படம் 66.

கொடுக்கப்பட்டுள்ள கரைபொருளின் எடையை (*w*) மிகத் துல்லியமாகக் கண்டுபிடி. உட்குழாயுடன் பொருத்தப் பட்டுள்ள பக்கக் குழாயின் வழியாகக் கரைபொருளைக் கரைப்பானுடன் நன்கு கலக்க வேண்டும். கரைபொருள் முற்றிலும் கரைந்தவுடன் கரைசலை சிறிது இலேசாகத் தொடர்ந்து கலக்கிக் கொண்டேயிரு. கரைசலின் வெப்பநிலை சிறிது சிறிதாகக்

குறைந்து அதன் உறைநிலையை யடைந்தவுடன் வெப்பநிலைமாறுமலிருக்கும். இந்நிலையில் சிறு படிகங்கள் கரைசலிலிருந்து பிரிவதைக் காணலாம். இந்த வெப்பநிலையைக் (T_1) குறித்துக்கொள். இவ்விரு வெப்ப நிலைகளுக்கும் உள்ள ($T_0 - T_1$) வித்தியாசமே (λt) உறைநிலைத் தாழ்வாகும்.

$$\lambda t = Kd \times \frac{1000 \times w}{W \times m}$$

என்ற சமன்பாட்டை உபயோகப்படுத்திக் கரை பொருளின் மூலக்கூறெடை எண்ணைக் கணக்கிடுக.

மாதிரிக் கணக்கு

6·4 கிராம் கரிமப்பொருள், 25·6 கிராம் பென்சீனில் கரைக்கப் பட்டது. கரைசலின் உறைநிலைத் தாழ்வு, 1°C ஆக இருந்தால், கரிம கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் காண்க. (பென்சீனின் உறைநிலை மாறிலி எண் 5·12 எனக்கொள்க).

$$\lambda t = Kd \times \frac{1000 \times w}{W \times m}$$

λt = உறைநிலைத் தாழ்வு = 1°C

Kd = பென்சீனின் உறைநிலை மாறிலி எண் = 5·12

w = கரைபொருளின் எடை = 6·4 கிராம்

W = கரைப்பானின் எடை = 25·6 கிராம்

$$\therefore 1^0 = 5{\cdot}12 \times \frac{1000 \times 6{\cdot}4}{25{\cdot}6 \times m}$$

$$\therefore m = \frac{5{\cdot}12 \times 1000 \times 6{\cdot}4}{25{\cdot}6 \times 1}$$

$$= 1280$$

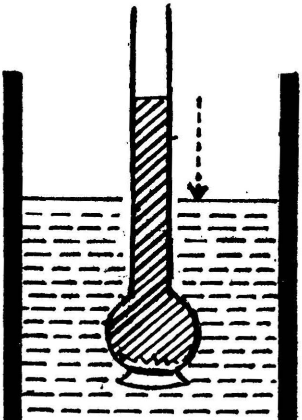
கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை எண் = **1280**

சவ்வூடு பரவலும், சவ்வூடு பரவலழுத்தமும்
(Osmosis and osmotic pressure)

ஊற்றுப் புனல் ஒன்றின் வாயை ஒரு விலங்குச் சவ்வினால் நன்றாகக் கட்டி அந்தப் புனலினுள் சர்க்கரைக் கரைசலை எடுத்துக்

கொள். ஒரு முகவையில் நீர் எடுத்துக் கொண்டு அதனுள் படத்தில் காட்டியுள்ளபடி ஊற்றுப் புனலமைப்பை வை. சில விநாடிகளில் நீர் விலங்குச் சவ்வின் வழியே உட்புகுந்து சர்க்கரைக் கரைசலை அடைகின்றது. இதனால் புனல் காம்பிலுள்ள திரவத்தின் மட்டம் உயர்ந்து கொண்டே செல்கின்றது. திரவத்தின் மட்டம் உயர்வதால், குழாயிலிள்ள நீர்நிலையழுத்தம் (Hydrostatic pressure) உயர்ந்து கொண்டே செல்கின்றது. இந்த அழுத்தம் ஒரு குறிப்பிட்ட நிலையை அடைந்ததும் தொடர்ந்து புனல் காம்பிலுள்ள திரவமட்டம் உயர்வதில்லை. இந்த நிலையில் விலங்குச் சவ்வின் வழியே நீர் உட்புகுவதில்லையென்பதும் தெளிவாகின்றது. விலங்குச் சவ்வு, நீர் மூலக்கூறுகள் மட்டும் கடந்து செல்லவும், கரைபொருளின் மூலக்கூறுகள் கடந்து செல்ல முடியாமலும் அமைவதால்தான் இந்நிகழ்ச்சி நடைபெறுகின்றது. இவ்வாறாகக் கரைப்பான் மூலக்கூறுகள் மட்டும் கடந்து செல்லக்கூடிய இடைத் திரைக்கு ஒருகூறு புகவிடும் சவ்வு (Semipermeable membrane) என்று பெயர்.

'ஒரு நீர்மம் தன்னிச்சையாக ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத் திரையின் வழியாக, குறைந்த செறிவு உள்ள கரைசலிலிருந்து அதிக செறிவு உள்ள கரைசலுக்குச் செல்வதைச் 'சவ்வூடு பரவுதல்' என்கிறோம். சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சி நடைபெற ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத்திரை அவசியமாகின்றது. மேலும் ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத்திரையின் இரு பக்கங்களிலும் வெவ்வேறு செறிவுள்ள கரைசல்கள் இருக்க வேண்டும்.



படம் 67.

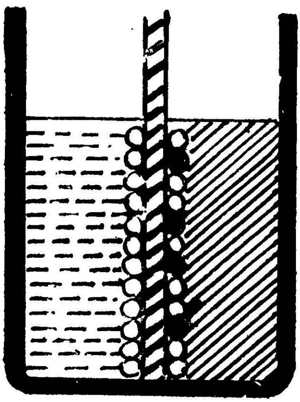
சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சியில் நீர்மம், அதிக செறிவுள்ள பக்கம் செல்வதால், அதன் செறிவு சிறிது சிறிதாகக் குறையும். இருபக்கங்களிலும் செறிவு ஒன்றாகும் பொழுது சவ்வூடு பரவுதலும் நின்றுவிடும். சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சியில், நீர்மம் அதிக செறிவுள்ள கரைசலின் பக்கம் செல்வதால் அதிக செறிவுள்ள கரைசலின் பக்கத்தில் நீர்நிலை அழுத்தம் (Hydrostatic pressure) அதிகரித்துக் கொண்டிருக்கும். இந்த அழுத்தம் ஒரு

குறிப்பிட்ட அளவை அடைந்தவுடன் சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சி ஏற்படாமல் தடுத்துவிடும். 'ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத்திரை வழியாக ஒரு நீர்மம் சவ்வூடு பரவுதல் முறையில் செல்வதை எந்த அழுத்தம் நிறுத்த முடிகிறதோ அதைச் **சவ்வூடு பரவலழுத்தம்'** எனலாம்.

சவ்வூடு பரவுதலை விளக்கப் பல கொள்கைகள் உள்ளன. அவற்றில் மிகவும் எளிதான கொள்கையின்படி ஒருகூறு புகவிடும் சவ்வுத் திரையின் இருபக்கங்களிலுமுள்ள கரைப்பான் மூலக் கூறுகளின் எண்ணிக்கையும், அந்த மூலக்கூறுகள் சவ்வின்மேல் மோதுவதால் ஏற்படும் அழுத்த வித்தியாசமுமே சவ்வூடு பரவுதலுக்குக் காரணங்களாகக் கருதப்படுகின்றன.

சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தை அளக்கும் முறைகள்

சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சி நடைபெற ஒருகூறு புகவிடும் சவ்வு அவசியமாகின்றது. இயற்கையில் கிடைக்கும் விலங்குச் சவ்வுகள் முற்றிலும் ஒருகூறு புகவிடும் சவ்வுகளாக அமைவதில்லை. மேலும் இந்தச் சவ்வுகளின்மேல் அதிக அழுத்தங்கள் தாக்கப் பட்டால், இவைகள் எளிதில் கிழிந்து விடுகின்றன. பொது வாகக் கரைசல்களின் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் மிக அதிகமாகவே இருக்கின்றன. ஆகவே, சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தை அளக்கப் பல மானதாகவும், முற்றிலும் ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வாகவும் உள்ள செயற்கைச் சவ்வுப் பொருளை உபயோகப்படுத்த வேண்டும். பல சோதனைகளுக்குப் பிறகு டிராபு (Trabe) என்பவர் காப்பர் ஃபெரோசைனைடு, (Copper ferrocyanide) ஒருகூறு புகவிடும் சவ்வாக இருப்பதைக் கண்டறிந்தார். இந்தச் சவ்வு எளிதில் கிழிந்துவிடாமல் பல மாக இருக்கும் பொருட்டு ஒரு நுண் துளை மலிந்த குவளையிலுள்ள நுண் துளைகளில் படியவைக்கும் முறையையும் கண்டார்.



● கரைபொருளின் மூலக்கூறுகள்

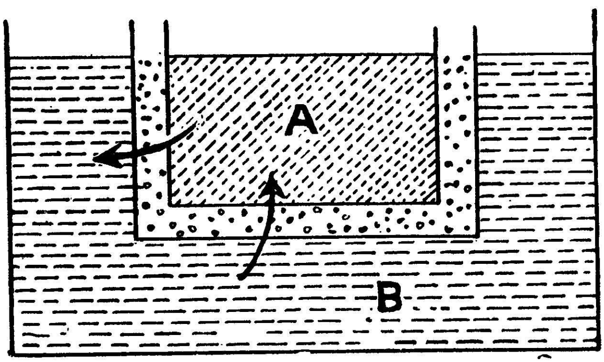
○ கரைப்பானின் மூலக்கூறுகள்

ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வு
படம் 68.

காப்பர் ஃபெரோசயனைடு சவ்வு தயாரித்தல்

ஒரு நீண்ட முகவை வடிவிலுள்ள, நுண் துளை மலிந்த ஒரு சிறந்த பீங்கான் குவளை (Porcelein porus pot)யொன்றை எடுத்துக்கொள். வாலை வடிநீரை ஒரு பெரிய முகவையில் எடுத்துக்கொண்டு நுண் துளை மலிந்த பீங்கான் குவளை நீரில் மூழ்கியிருக்கும்படி வைத்து நீரைக் கொதிக்கவை. நுண் துளைகளிலுள்ள காற்றுவெளியேறி, துளைகளில் நீர் நிறையும். இவ்வாறு காற்று வெளியேற்றப்பட்ட குவளையின் உள் 3% பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடு கரைசலை ஊற்றி அக்குவளையை 5% காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலுள்ள தொட்டியொன்றில் படத்தில் காட்டியபடி சுமார் நான்கு மணி நேரம் வைக்கவும். பீங்கானின் உள்ளும், புறமுமுள்ள, கரைசல்கள் பீங்கான் சுவர்களின் வழியாக ஊடுருவி அவ்விடத்திலுள்ள நுண் துளைகளில் சந்திக்கின்றன. இரண்டு திரவங்களும் வேதியல் முறையில் வினையுற்று காப்பர் ஃபெரோசயனைடு என்ற வீழ்படிவு ஏற்படுகின்றது.

பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடு + காப்பர் சல்ஃபேட் →
பொட்டாசியம் சல்ஃபேட் + காப்பர் ஃபெரோசயனைடு ↓

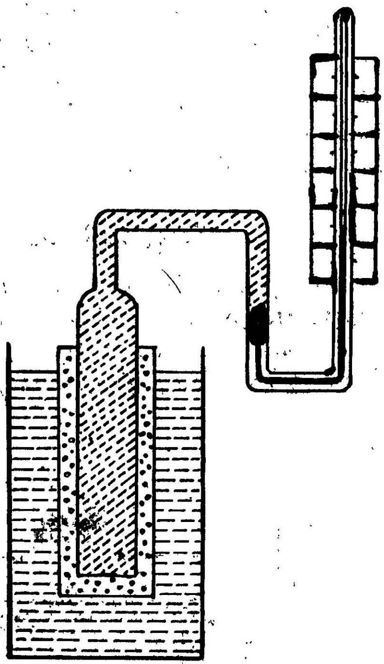


A — பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடு
B — காப்பர் சல்ஃபேட்
படம் 69.

இந்த வீழ்படிவு, நுண் துளைகளை அடைத்துவிடும். இந்த வீழ் படிவுக்கு உறுதுணையாகச் சுற்றிலும் பீங்கானிருப்பதால் மிக அதிக அழுத்தத்தையும் (சுமார் 250 வாயுமண்டல அழுத்தம்) தாங்கக் கூடிய சக்தியை இந்தச் சவ்வு பெற்றிருக்கின்றது.

பெஃபர் முறை

இம்முறையில், ஒரு நுண்துளை மலிந்த பீங்கான் குவளையில், (துளைகளில்) காப்பர் ஃபெரோசயனைடை, முன்பகுதியில் விவரித்தபடி வீழ்படிவாகப் படியச்செய்து கொள். இக்கலத்துக்குள் எந்தக் கரைசலின் சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தை அளக்க வேண்டுமோ அதை யெடுத்துக்கொள். கலத்தின் வாயுடன் ஒரு அழுத்தமானியைப் (Monometer) படத்தில் காட்டியவாறு பொருத்தவும். அழுத்தமானி பொருத்தப்பட்ட இந்தக் கலத்தை ஒரு நீர்மத் தொட்டியில் நிறுத்திவை. கரைசலில் எந்த நீர்மம் கரைப்பானாக அமைகிறதோ அதே நீர்மத்தைத் தொட்டியில் பீங்கான் கலம் முற்றிலும் மூழ்கியிருக்குமாறு ஊற்று. அழுத்தமானியில் திரவத்தின் ஆரம்ப அழுத்தத்தைக் குறித்துக்கொள். நேரம் செல்லச் செல்ல தொட்டியிலுள்ள நீர்மம், சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சியால் சிறிது சிறிதாகப் பீங்கான் கலத்தினுள் செல்லும். அழுத்தமானியில் பாதரசம் அழுத்தப்பட்டு, பீங்கான் கலத்தினுள் நீர்நிலை அழுத்தமும் (Hydrostatic pressure) அதிகரித்துக் கொண்டிருப்பதைக் குறிக்கும். சில மணி நேரங்களுக்குப்பிறகு அழுத்தமானியில் பாதரச மட்டம் உயர்வதில்லை. இதிலிருந்து நீர்மம் பீங்கான் கலத்தினுள் புகுவது நின்றுவிட்டதென்பதை அறியலாம். இந்நிலையில் பீங்கான் கலத்திலுள்ள திரவத்தின் நீர்நிலை அழுத்தம் சவ்வூடு பரவுதலைத் தடுத்து நிறுத்தக்கூடிய அளவிலுள்ளது என்பதை அறிகிறோம். அழுத்தமானியில் பாதரச மட்டம் காண்பிக்கும் அழுத்தத்திற்கும், ஆய்வின் தொடக்கத்திலிருந்த அழுத்தத்திற்கும் வித்தியாசம் சவ்வூடு பரவுதலழுத்தமாகும்.

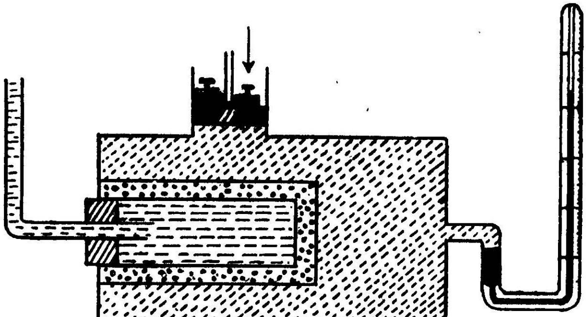


படம் 70.

இம்முறையில் சில குறைகளிருப்பதைக் காணலாம். நீர்மம் கரைசலினுள் புகுவதால் ஆய்வின் ஆரம்பத்திலிருந்த கரைசலின் செறிவு, சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சி நடைபெறுவதால் குறைய ஆரம்பிக்கின்றது. ஆய்வின் முடிவில் காணப்படும் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் அந்நிலையிலுள்ள செறிவு குறைந்த கரைசலின் அழுத்தத்தையே குறிக்கும். பொதுவாகச் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் மிக அதிகமாயிருப்பதால் செயற்கை ஒருகூறு புகவிடும் சவ்வும் கிழிந்து விடுகின்றது. ஆய்வின் இறுதிநிலையான இயங்கு சமநிலையையடைய அதிக நேரம் ஆகின்றது. அதிக அழுத்தத்தை அளக்கச் சாதாரண இரு பக்கமும் திறந்துள்ள அழுத்தமானிக்குப் பதிலாக ஒரு பக்கம் மூடியுள்ள அழுத்தமானியை உபயோகப் படுத்த வேண்டும். இம்முறையைத் திருத்தி, இதன் குறைகளை நீக்கி ஒரு மேம்பாடான முறையைப் பெர்க்லியும், ஹார்ட்லியும் சேர்ந்து வெளியிட்டனர்.

பெர்க்லி, ஹார்ட்லி முறை

படத்தில் காட்டியபடி இரண்டு பக்கங்களிலும் திறந்துள்ள, குழல்போன்ற வடிவமுள்ள ஒரு நுண்துளை பீங்கான் குழாயில் காப்பர் ஃபெரோசயனைடு வீழ்படிவை நுண்துளைகளில் படியுமாறு செய். இந்த வீழ்படிவு ஒருகூறு புகவிடும் சவ்வாக அமைகின்றது.



படம் 71.

குழாயின் இருபக்கங்களையும் ஒரு துவாரமிட்ட தக்கையால் அடைத்து ஒருபக்கத்தில் செங்குத்தான வளைவுக் காம்புள்ள ஓர் ஊற்றுப் புனலையும், மற்றொரு பக்கத்தில் செங்குத்தான வளைவுள்ள ஒரு நுண்ணிய குழாயையும் பொருத்து. இந்தப் பீங்கான் கலத்தைச்சுற்றி வெளிக்கலமாக ஒரு கனமான பித்தளைக் கலத்தை அமைத்துக்கொள், இந்தப் பித்தளைக் கலத்தில், அழுத்தக் கருவியை இணைக்க ஒரு சிறிய திறப்பு (Small opening) உள்ளது.

ஊற்றுப்புனல் வழியாகக் கரைப்பானை ஊற்றிப் பீங்கான் குழல் முழுவதையும் கரைப்பானால் நிரப்பு. கரைப்பான் பீங்கான் குழலை நிரப்பியவுடன் நுண்ணிழைக் குழாயில் சிறிதளவு ஏறும். நுண்ணிழைக் குழாயில் கரைப்பானின் மட்டத்தைக் குறித்துக் கொள். வெளிக்கலமான பித்தளைக் கலத்தில் கொடுக்கப்பட்ட கரைசலை ஊற்றி நிரப்பு, பீங்கான் குழலிலுள்ள நீர்மம், ஒருகூறு புகவிடும் சவ்வின் வழியாகக் கரைசலை நோக்கிச் செல்ல ஆரம்பிக்கும். இவ்வாறு சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சி நடைபெறுவதை நுண்ணிழைக் குழாயில் நீர்மத்தின் மட்டம் குறைவதன் மூலம் அறியலாம். பித்தளை வெளிக்கலத்தில் அமைந்துள்ள திறப்பில் அழுத்தக் கருவியை அமைத்து, அதன் மூலமாகக் கரைசலின் அழுத்தத்தை அதிகரிக்கச் செய். கரைசலின் அழுத்தம் சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சிக்கு நேர் எதிராக அமையும். நுண்ணிழைக் குழாயில் நீர்மத்தின் மட்டம், ஆய்வு ஆரம்பத்திலிருந்த நிலைக்கு வரும்வரை கரைசலின் அழுத்தத்தை அதிகரிக்கச் செய். இவ்வாறாக நுண்ணிழைக் குழாயில் நீர்ம மட்டம் தாழ்வதும், அதைப் பழைய நிலைக்குக் கொண்டுவர மேலும் மேலும் கரைப்பானின் அழுத்தத்தை அதிகரிப்பதும் அவசியமாகின்றது. சில மணி நேரத்திற்குப் பிறகு நுண்ணிழைக் குழாயிலுள்ள நீர்மத்தின் மட்டம் தாழ்வடையாதிருப்பதைக் காணலாம். அச்சமயத்தில் கரைசலில் கொடுக்கப்படுகின்ற அழுத்தமே, சவ்வூடு பரவுதலழுத்தமாகும்.

சவ்வூடு பரவலழுத்தங்களை அளத்தலால் கண்ட முடிவுகள்

ஒரு குறிப்பிட்ட கரைபொருளின் பல செறிவுகள் உள்ள கரைசல்களின் சவ்வூடு பரவலழுத்தங்களை ஒரே வெப்பநிலையில் ஆராய்ந்து பார்த்தால், 'வெப்பநிலை மாறாதிருக்கும்பொழுது சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் கரைசலின் செறிவுக்கு நேர் விகிதத்தில் அமையும்' என்பது எளிதில் புலனாகின்றது.

கரைசலின் சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தை 'P' எனவும், கரைசலின் செறிவை 'C' எனவும் கொண்டால், மாறா வெப்பநிலையில்

$P \propto C$

$\therefore P = K_1 \times C$

K_1 என்பது ஒரு மாறிலியாகும்.

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள கரைபொருள் V லிட்டர் கரைசலைக் கொடுக்குமாயின், கரைசலின் செறிவும், அதன் பருமனளவும் எதிர் விகிதத்தில் அமைவதால்,

$C = \frac{1}{V}$ எனக் கொள்ளலாம்

ஆகவே, $P = K_1 \times C$ என்பதற்குப் பதிலாக்

$P = K_1 \times \frac{1}{V}$ அல்லது $P \times V = K_1$ எனக்கூறலாம்

இந்தச் சமன்பாட்டின்படி, வெப்பநிலை மாறாதிருக்கும் பொழுது, சவ்வூடு பரவலழுத்தம், ஒரு மூலக்கூறெடை கரை பொருள் கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவு ('V' லிட்டரில்) இவற்றின் பெருக்குத்தொகை ஒருமாறாத எண்ணாகை இருக்கு மென்பது தெரிகின்றது. இந்தச் சமன்பாடு வாயுக்களின் இயல்புகளை விளக்கும் பாயில் விதிக்குப் $(P \times V = K)$ பெரிதும் ஒத்துள்ளது ஒரு குறிப்பிடத் தக்கதாகும்.

ஒரு குறிப்பிட்ட கரைசலை எடுத்துக் கொண்டு அதன் சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தைப் பல்வேறு வெப்பநிலையில் கண்டறிந்தால், சவ்வூடு பரவலழுத்தம், தனிவெப்ப நிலைக்கு (Absolute temperature) நேர் விகிதத்தில் அமைகின்றது. சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தை 'P' எனவும், தனி வெப்ப நிலையை 'T' எனவும் குறிப்பிட்டால்

$P \propto T$ எனக் கூறலாம்

$\therefore P = K_2 T$

K_2 என்பது ஒரு மாறிலியாகும்.

இந்தச் சமன்பாடு வாயுக்களின் இயல்புகளை விளக்கும் சார்லஸ் விதிக்கு $(P \propto T)$ ஒத்திருப்பது குறிப்பிடத் தக்கதாகும்.

வான்ட்ஹாஃப் கொள்கை

(1) வெப்பநிலை மாறாதிருக்கும் பொழுது சவ்வூடு பரவலழுத்தம் கரைசலின் செறிவுக்கு நேர் விகிதததில் அமையும்.

(2) செறிவு மாறாத கரைசலில் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் தனி வெப்பநிலைக்கு நேர் விகிதத்தில் அமையும்.

இவ்விரு கோட்பாடுகளையும் சமன்பாடுகளாக அமைத்தால்

(1) $P \propto C$

$C = \frac{1}{V}$ $\qquad \therefore P \propto \frac{1}{V}$

$$P = K_1 \times \frac{1}{V}$$

$$PV = K_1$$

(2) $T \propto P$

$$P = K_2 T$$

இவ்விரு சமன்பாடுகளையும் ஒரு சேர அமைத்தால், $PV = K_1 \times K_2 \times T$.

∴ $PV = KT$

K என்பதும் மாறிலியாகும். இந்தச் சமன்பாடு வாயுக்களின் இயல்புகளைக் குறிக்கும் பொதுவாயு சமன்பாடான (General gas equation) $PV = RT$க்கு முற்றிலும் ஒத்துள்ளது.

ஒரு கிராம் மூலக்கூற்றெடை கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவை லிட்டரில் கணக்கிட்டு, 0°C வெப்பநிலையில் சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தைக் கண்டுபிடித்து, $PV=KT$ என்ற சமன்பாட்டில் Kயின் மதிப்பைக் காணலாம். Kயின் மதிப்பு, பொதுவாயு சமன்பாட்டிலுள்ள Rன் மதிப்புக்குச் சமமாகவேயுள்ளது.

மேற்கூறிய பல உண்மைகளைக் கருத்தில் கொண்டு 1885ல் வாண்ட்ஹாஃப், நீர்த்த கரைசல்களைப் பற்றிய ஒரு கொள்கையை வெளியிட்டார்.

'ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஒரு கரைசலின் சவ்வூடு பரவலழுத்தமும், அந்தக் கரைசலின் பருமனளவை, அந்த கரைசலிலுள்ள கரைபொருள், வாயுநிலையில் பெற்றிருந்தால், அந்த வாயுவின் அழுத்தமும் சமமாக இருக்கும்'' என்பதாகும்.

ஆகவே,

$PV = RT$ என்னும் சமன்பாடு வாயுக்களுக்கும், நீர்த்த கரைசல்களுக்கும் ஒருங்கே பொருந்தும்.

அவாகாட்ரோ விதியின்படி, ஒரு குறிப்பிட மாறாத அழுத்த, வெப்ப நிலையில் சமப்பருமனளவுள்ள எல்லாவாயுக்களும், சம எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருக்கும். வாயுக்களின் பொதுச் சமன்பாடு நீர்த்த கரைசல்களுக்கும் பொருந்துவதால், அவாகாட்ரோ விதியையும் நீர்த்த கரைசலுக்குப் பொருந்தும் படியாகக் கீழ்கண்டவாறு கூறலாம். ' ஒரு குறிப்பிட்ட மாறாத,

வெப்பநிலையும், சவ்வூடு பரவலழுத்தமும், பெற்றுள்ள சமப் பருமனளவுள்ள எல்லாக் கரைசல்களிலும், சம எண்ணிக்கை யுள்ள கரைபொருள்களின் மூலக்கூறுகள் இருக்கும்' ஆகவே, ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை கரைபொருள் கரைந்துள்ள கரைசல் 0°C வெப்ப நிலையில் 22·4 லிட்டர் பருமனளவிருப்பின், அதன் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் 760 மி.மீ. பாதரச அழுத்தமாக இருக்கு மென்று அறியலாம்.

சவ்வூடு பரவல் அழுத்த அளவிலிருந்து கரை பொருளின் மூலக்கூறெடையைக் காணுதல்

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள (G கிராம்) கரைபொருளை ஒரு கரைப்பானிலிட்டு கரைசலை அடைந்தபின், கரைசலின் வெப்ப நிலையையும் ($t°C$) அதன் பருமனளவை (V) லிட்டரிலும் கண்டறிக. இந்தக் கரைசலின் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் (P) எவ்வளவு வாயுமண்டல அழுத்தங்கள் உள்ளதென்பதைச் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் கண்டுபிடிக்கும் ஏதாவது ஒரு முறையால் காண்க.

பொதுச் சமன்பாடான $PV = RT$ என்பது ஒரு மூலக் கூறெடை கரைந்துள்ள கரைசலுக்கே பொருந்தும். எடுத்துக் கொண்ட கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை தெரியாததால் அதில் n கிராம் மூலக்கூறுகள் உள்ளதாகக் கருத லாம். ஆகவே, பொதுச் சமன்பாட்டை $PV = nRT$ எனக் கொள்ளலாம்.

$$n = \frac{g}{M} \text{ ஆகவே, } P \times V = \frac{g}{M} \times RT$$

P = சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தையும்,

V = கரைசலின் பருமனளவு லிட்டர் அளவிலும்,

R = மாறிலியையும் (0·08 × 24 லி.ம/டிகிரி),

$T = (273 + t°C)$ தனிவெப்ப நிலையையும், $n = \frac{g}{M}$

என்பதில் g என்பது கரைபொருளின் எடையையும், M என்பது கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையையும் குறிக்கும்.

மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள சமன்பாட்டில் Mயைத் (கரை பொருளின் மூலக்கூறெடை) தவிர மற்றெல்லாம் தெரிந்திருந்தால் கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையை எளிதில் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

18 கிராம் கரிமப்பொருள் ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கரைந்துள்ளது. 27°C வெப்பநிலையில் அந்தக் கரைசலின் சவ்வூடு பரவுலழுத்தம் 2·46 வாயு மண்டலத்திற்குச் சமமாக இருந்தால் கரிமப்பொருளின் மூலக்கூறெடையைக் கணக்கிடுக. (R = 0·082).

$$PV = \frac{g}{M} \times RT$$

P = சவ்வூடு பரவலழுத்தம் = 2·46 வா.ம.அ.

V = கரைசலின் பருமனளவு = 1 லிட்டர்

g = கரைபொருளின் எடை = 18 கிராம்

R = 0·082 லி.ம./டிகிரி

T = தனி வெப்பநிலை

= 273 + 27°t = 300°A

$$2{\cdot}46 \times 1 = \frac{18}{M} \times 0{\cdot}082 \times 300$$

$$\therefore M = \frac{18 \times 0{\cdot}082 \times 300}{2{\cdot}46} = \mathbf{180}$$

கரிமப்பொருளின் மூலக்கூறெடை எண் = **180**

10. பிரிவினை விதி

[அறிமுகம் — நேர்ன்ஸ்ட் பிரிவினை விதி — நிபந்தனைகள் — ஆய்வுக்கூடங்களில் பயன்கள் — தொழிற்துறையில் பயன்கள்.]

அயோடின் என்ற கனிமத் தனிமப்பொருள் நீரில் மிகச்சிறிய அளவே கரையக் கூடியது. ஆனால் இந்தத் தனிமப்பொருள் கார்பன் டை சல்ஃபைடு நீர்மத்தில் எளிதில் கரையும். நீரும், கார்பன் டை சல்ஃபைடும் ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்காமல் இருக்கக் கூடிய தன்மையுடையவை.

நீர், கார்பன் டை சல்ஃபைடு, அயோடின் மூன்றையும் ஒரு பிரிபுனலில் ஒன்றாகச் சேர்த்து சிறிது நேரம் குலுக்கிய பிறகு, பிரிபுனலைத் தாங்கியில் நிலையாக வைத்திருந்தால், நீரும், கார்பன் டை சல்ஃபைடும், இரு திரவ அடுக்குகளாகப் பிரிந்து நிற்கும். இரண்டு திரவ அடுக்குகளிலும் அயோடின் கரைந்துள்ளதை அவைகளின் நிறங்களிலிருந்து அறியலாம். ஆனபோதிலும், கார்பன் டை சல்ஃபைடு நீர்மத்தில் அயோடின் அதிக அளவிலும், நீரில் சிறிதளவு கரைந்துள்ளதும் அவற்றின் நிறங்களிலிருந்து அறியலாம். நீரிலும், கார்பன் டை சல்ஃபைடிலும், அயோடினின் அடர்வை, (Concentration) செறிவு தெரிந்த (Standard solution) சோடியம் தயோசல்ஃபேட் கரைசலுடன், தரம் பார்க்கும் முறையில் (Titration) சோதனை செய்து கணக்கிடலாம்.

நேர்ன்ஸ்ட் என்பவர், முற்றிலும் கலக்காமலோ அல்லது சிறு பகுதி கலந்தோ உள்ள இரு திரவ அடுக்குகளுடன், இரண்டிலும் கரையும் மூன்றாவது பொருளைச் சேர்த்து, அது இரு அடுக்குகளிலும் எந்த விகிதத்தில் பிரிந்து நிற்கும் என்பதைப் பல

சோதனைகள் செய்து கணக்கிட்டார். அவர் தன்னுடைய ஆய்வுகளின் முடிவை ஒரு விதியாக வெளியிட்டார். அதற்கு நேர்ன்ஸ்ட் பங்கீடு அல்லது பிரிவினை விதி (Nernst Distribution or partition law) என்று பெயர்.

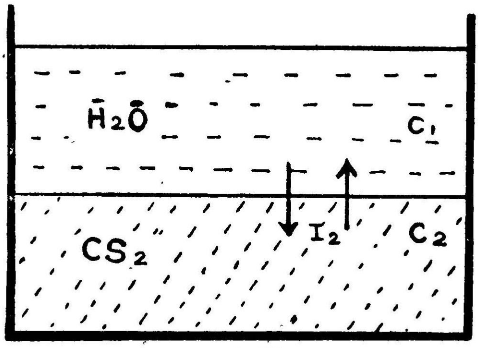
நேர்ன்ஸ்ட் பிரிவினை விதி

'முற்றிலும் கலக்காமலோ அல்லது சிறுபகுதி கலந்தோ உள்ள இரு திரவ அடுக்குகளுடன், இரண்டிலும் கரையும் மூன்றாவது பொருளைச் சேர்த்தால் அது இரு அடுக்குகளிலும், ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் பிரிந்து நிற்கும். மாறாத வெப்ப நிலையில், ஒரு சமநிலை யடைந்தவுடன், இரு திரவ அடுக்குகளிலுமுள்ள மூன்றாவது பொருளின் அடர்வுகளின் (Concentration) விகிதம், எடுத்துக் கொண்ட எடைக்குத் தொடர்பில்லாமல், ஒரு குறிப்பிட்ட எண்ணாக இருக்கும்'.

இதே விதியை ஒரு சமன்பாடாகவும் எழுதலாம். மூன்றாவது பொருளின் அடர்வுகளை, இரு நீர்மங்களிலும் C_1, C_2 எனக் கொண்டால் $\frac{C_1}{C_2} = K$.

K என்பது ஒரு மாறிலியாகும்.

இந்த மாறிலி, பங்கீடு குணகம் (Distribution coefficient) அல்லது பிரிவினைக் குணகம் (Partition coefficient) என்று அழைக்கப்படும்.



படம் 72

நிபந்தனைகள்

பிரிவினை விதியின்படி, சேர்க்கப்பட்ட கரைபொருளின் அடர்வுகளின் விகிதம் ஒரு மாறிலியாக அமைய சில நிபந்தனைகள் உள்ளன.

(1) வெப்பநிலை மாறாத நிலையில் இருக்க வேண்டும்.

(2) மூன்றாவதாகச் சேர்க்கப்பட்ட கரைபொருள் இரண்டு நீர்மங்களிலும் கரைந்து, ஓர் இயங்குச் சமநிலையை அடைந்திருக்க வேண்டும்.

(3) கரைபொருளின் அடர்வு, எந்த நீர்மத்திலும் மிக அதிக மாக இருக்கக் கூடாது.

(4) கரைபொருளைக் கலந்தவுடன் திரவ அடுக்குகளிடையே யுள்ள கரையும்தன்மை மாறாமலிருக்க வேண்டும்.

(5) கரைபொருள், திரவ அடுக்கினில் கரையும் பொழுது அதனுடைய மூலக்கூறுகள் ஒன்று சேராமலோ, (Association) அல்லது பிரியாமலோ (Dissociation), அல்லது கரைப்பானுடன் வேதிக்கூட்டு சேராமலோ இருக்கவேண்டும்.

பிரிவினை விதி எந்த இரண்டு நிலைமைகளிலும் (Phases) மூன்றாவது பொருள் பிரிந்திருக்கும் தன்மைக்கும் பொருந்தும். வாயுவின் கரைதிறனுக்கும், அதன் அழுத்தத்திற்கும் உள்ள தொடர்பை விவரிக்கும் ஹென்றியின் விதியை, பிரிவினை விதியின் மற்றொரு வடிவமாகக் கருதலாம்.

ஆய்வுக்கூடங்களில் பயன்கள்

ஆய்வுக்கூடங்களில் பிரிவினை விதியைப் பயன்படுத்தி ஒரு கரைபொருளின் மூலக்கூறுகள் கரைப்பானில் ஒன்று சேர்ந்துள்ளனவா, அல்லது பிரிந்துள்ளனவா என்பதைக் கண்டறியலாம். மேலும் மூலக்கூறுகள் எந்த அளவு சேர்ந்தோ, அல்லது பிரிந்தோ உள்ளன என்பதையும் கணக்கிடலாம்.

கரைபொருள் இரண்டு திரவ அடுக்குகளிலும், அமைந்துள்ள அடர்வுகளின் விகிதம், கரைபொருளின், கரைதிறன்களின் விகிதத்திற்குச் சமமாக இருக்குமாதலால், இவ்விதியைப் பயன் படுத்தி, ஒரு கரைபொருளின் கரைதிறனைக் கணக்கிடலாம். ஆனால், இம்முறை, கரைதிறன் குறைவாக இருக்கும் பொருள் களுக்கு மட்டுமே பொருந்தும். மேலும், கரைபொருளின் கரை திறன், ஒரு நீர்மத்திலாவது தெரிந்திருத்தல் வேண்டும்.

$$\frac{C_1}{C_2} = K = \frac{S_1}{S_2}$$

C_1, C_2, திரவ அடுக்குகளின் கரைபொருளின் அடர்வுகளையும், S_1, S_2, அடுக்குகளில் கரைபொருளின் கரை திறனையும் குறிக்கும்.

மாதிரிக் கணக்கு

25°C வெப்ப நிலையில் அயோடின், நீர், கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு, நீர்ம அடுக்குகளில் கலக்கப்பட்டது. நீர் அடுக்கில் அயோடினின் அடர்வு ஒரு லிட்டருக்கு 0·0516 கிராமாகவும், கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு அடுக்கில், ஒரு லிட்டருக்கு 4·412 கிராமாகவும் உள்ளது. நீரில் அயோடினின் கரைதிறன் (25°C வெப்பநிலையில்) ஒரு லிட்டருக்கு 0·34 கிராமாக இருந்தால் கார்பன் டெட்ரா குளோரைடில் அயோடினின் கரைதிறனைக் காண்க.

$$Cw = 0{\cdot}0516 \text{ கிராம்/லிட்டர்}$$

$$Ccl_4 = 4{\cdot}412 \text{ கிராம்/லிட்டர்}$$

$$\therefore \frac{Ccl_4}{Cw} = \frac{4{\cdot}412}{0{\cdot}0516} = 85{\cdot}5$$

$$\therefore \frac{ccl_4 \text{ அயோடினின் கரைதிறன்}}{\text{நீரில் அயோடினின் கரைதிறன்}} = 85{\cdot}5$$

நீரில் அயோடினின் கரைதிறன் = 0·34

∴ கார்பன் டெட்ரா குளோரைடில் அயோடினின் கரைதிறன் } = 85·5 × 0·34

= **29·07** கிராம்/லிட்டர்

தொழிற்துறையில் பிரிவினை விதியை, பிரித்தெடுத்தல் **(Extraction)** போன்ற முறையில் பயன்படுத்தலாம். யூகலிப்டஸ் தைலம், பன்னீர் (ரோசாப்பூத் தைலம்) போன்ற எஸென்ஸ் எண்ணெய்ப் பொருட்கள் நீராவியால் காய்ச்சி எடுத்தல் முறையில் மற்ற தாவரப் பொருள்களிலிருந்து பிரித்து எடுக்கப்படுகின்றன. நீராவியால் காய்ச்சி எடுத்த பகுதியில் எஸென்ஸ் எண்ணெயும், நீரும் கலந்திருக்கும். நீரிலிருந்து எஸென்ஸ் எண்ணெயை மட்டும் பிரித்தெடுக்க ஈதர் பிரித்தெடுத்தல் முறை, கையாளப்படுகிறது. நீரும், எண்ணெயும் சேர்ந்த கலவையுடன் ஈதர் என்ற நீர்மத்தைச் சிறிதளவு ஊற்றி ஒரு பிரிபுனலில் கலக்க வேண்டும். ஈதர், எண்ணெயை எளிதில் கரைத்து நீருக்குமேல் தனி அடுக்காக நிற்கும். எண்ணெய் கரைந்துள்ள ஈதர் அடுக்கை, பிரிபுனலின் உதவியால் தனியாகப் பிரித்து, ஈதரை வெளியேறச் செய்து எஸென்ஸ் எண்ணெயை மட்டும் பெறமுடியும். நீரில் கரைந்துள்ள, மீதமுள்ள எண்ணெயை மீண்டும், சிறிதளவு ஈதர் ஊற்றி முன்போலவே பிரித்தெடுக்கலாம். இம்முறையில் ஒவ்வொரு தடவையும் எவ்வளவு ஈதர் உபயோகப்படுத்த

வேண்டும் என்பதையும், முற்றும் எண்ணெயைப் பிரித்தெடுக்க எத்தனை தடவைகள் ஈதர் பிரித்தெடுத்தல் முறைகளைச் செய்ய வேண்டும் என்பதையும் பிரிவினை விதியின் உதவியால் அறியலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

10 கிராம் எடையுள்ள '*A*' என்ற ஒரு கரிமப்பொருள் 100 க.செ.மீ. நீரில் கரைசலில் உள்ளது. இந்தக் கரைபொருளுக்கு ஈதர், நீர், நீர்மங்களில் பிரிவினைக் குணகம் 4. 100 ஈதர் க.செ.மீ. இருந்தால், (*a*) அதை ஒரே முறையாக உபயோகப்படுத்தி அடையக்கூடிய கரிமப்பொருளின் எடையையும், (*b*) அதே ஈதரை இரு சமபாகங்களாக (50 க.செ.மீ.) இரண்டு தடவைகளாக உபயோகப்படுத்தி அடையச்கூடிய கரிமப்பொருளின் எடையையும் கணக்கிடுக.

சோதனையின் ஆரம்பத்தில் கரிமப்பொருள் முழுவதும் நீரில் கரைந்துள்ளது. (*a*) 100 க.செ.மீ. ஈதரையும், கரிமப்பொருளின் நீர்க்கரைசலையும் பிரிபுனலில் ஊற்றி, குலுக்கினால் பிரிவினை விதிப்படி கரிமப்பொருள் ஈதர், நீர், இருதிரவ அடுக்குகளிலும் பிரிந்து நிற்கும். ஈதர் அடுக்கில் '*x*' கிராம் கரைந்துள்ளதாகக் கொள்வோம். நீரின் அடுக்கில் (10 — *x*) கரிமப்பொருளே கரைந்திருக்கும்.

பிரிவினை விதிப்படி,

$$\frac{Ce}{Cw} = K = 4$$

$$\therefore \frac{x/100}{(10 - x/100)} = 4$$

$$\frac{x}{100} = \frac{4 \times (10 - x)}{100}$$

$$x = 40 - 4x$$

$$5\,x = 40$$

$$\therefore x = 8$$

ஆகவே 100 க.செ.மீ. ஈதர் முழுவதும் பிரித்தெடுத்தலில் பயன்படுத்தினால் நீரில் கரைந்துள்ள கரிமப்பொருளில் 8 கிராமை (80%) பிரித்தெடுக்க முடியும்.

(*b*) இம்முறையில் 100 க.செ.மீ. ஈதரை ஒரு தடவைக்கு 50 க.செ.மீ. ஆக இரண்டு தடவைகளில் உபயோகிக்கிறோம்.

முதல் தடவை

50 க.செ.மீ. ஈதரை, கரிமப்பொருளின் நீர் கரைசலுடன் சேர்த்து ஒரு பிரிபுனலில் குலுக்கினால் கரிமப்பொருள், ஈதர், நீர், அடுக்குகளில் பிரிந்து நிற்கும். ஈதர் அடுக்கில் 'x' கிராம் கரிமப் பொருள் உள்ளதாகக் கொண்டால் நீர் அடுக்கில் (10 — x) கிராம் கரிமப்பொருள் இருக்கும்.

பிரிவினை விதிப்படி.

$$\frac{Ce}{Cw} = K = 4$$

$$\frac{x/50}{(10 - x)/100} = 4$$

$$\frac{x}{50} = 4 \times \frac{(4 - x)}{100}$$

$$\frac{x}{50} = \frac{40 - 4x}{100}$$

$$100\,x = 50\,(40 - 4x)$$

$$100\,x = 2000 - 200\,x$$

$$300\,x = 2000$$

$$\therefore x = \frac{2000}{300} = 6{\cdot}66$$

ஆகவே, 50 க.செ.மீ. ஈதரில் 6·66 கிராம் கரிமப்பொருள் வந்து விடும். மீதமுள்ள 3·33 கிராம் கரிமப்பொருள் மட்டும் நீர் அடுக்கில் தங்கிவிடும்.

இரண்டாம் தடவை

தற்போது நீர் அடுக்கைப் பிரித்தெடுத்து அதனுடன் மீதமுள்ள 50 க.செ.மீ. ஈதரையும் ஊற்றிப் பிரிபுனலைக் குலுக்கினால், மீதமுள்ள கரிமப்பொருள் (3·33 கிராம்) ஈதர், நீர் அடுக்குகளில் பிரிந்து நிற்கும். தற்போது ஈதர் அடுக்கில் 'y' கிராம் கரிமப் பொருள் பிரிந்துள்ளதாகக் கொள்வோம்.

பிரிவினை விதிப்படி,

$$\frac{Ce}{Cw} = K = 4$$

$$\frac{y/50}{(3{\cdot}33 - y)/50} = 4$$

$$\frac{y}{50} = \frac{4 \times (3{\cdot}33 - y)}{100}$$

$$100\,y = 200 \times (3{\cdot}33 - y)$$

$$100\,y = 666 - 200\,y$$

$$300\,y = 666$$

$$y = \frac{660}{300} = 2{\cdot}22$$

இரண்டாவது தடவை ஊற்றின ஈதர் அடுக்கில் 2·22 கிராம் கரிமப்பொருள் இருக்கும்.

ஆகவே, இரு முறைகளில் பிரித்தெடுத்தலால் 6·66 + 2·22 = 8·88 கிராம் கரிமப்பொருளைப் பிரித்தெடுக்க முடியும். ஆகவே, 88·8% கரிமப்பொருள் நீரிலிருந்து விடுபடும்,

ஈதர் பிரித்தெடுத்தல், அல்லது பிரிவினை விதியை உபயோகப் படுத்தும் மற்ற சோதனைகளிலும், சிறு, சிறு அளவுகளாகப் பல தடவைகளில் கரைப்பானைப் பயன்படுத்தினால் அதிக அளவு கரை பொருளைப் பிரித்தெடுக்கலாம்.

தொழிற்துறையில் பயன்கள்

தொழிற்துறையில், வெள்ளி கலந்துள்ள காரீயத்திலிருந்து வெள்ளியைப் பிரித்தெடுக்கப் பயன்படும் 'பார்க்ஸ் முறை'யில் பிரிவினை விதி பயன்படுத்தப்படுகிறது. காரீய கனிமப் பொருள் களில் சிறிதளவு வெள்ளியும் கலந்துள்ளது. காரீயத்தை உலோக இயல் முறைப்படி பிரித்தெடுக்கும் பொழுது வெள்ளியும், காரீயத்துடன் வந்துவிடுகின்றது. வெள்ளியின் அளவு ஒரு சிறு சதவீதமாக இருந்த போதிலும், அதன் மதிப்பு காரணமாக, வெள்ளியைக் காரியத்திலிருந்து பிரித்தெடுக்கச் சில முறைகள் கையாளப்படுகின்றன.

பார்க்ஸ் முறையில் வெள்ளி கலந்துள்ள காரீயத்தை உருக்கி அத்துடன் துத்த நாகத்தைக் கலக்கின்றனர். துத்தநாகம் அந்த வெப்பநிலையில் உருகி, உருகின காரீயத்துடன் கலக்காமல் அதற்குமேல் தனி அடுக்காக மிதக்கின்றது. கலவையை நன்கு கலக்கும் பொழுது காரீய அடுக்கிலுள்ள வெள்ளியின் பெரும் பாகம் துத்தநாக அடுக்கிற்கு வந்து விடுகின்றது. துத்தநாகம், காரீயம், இவற்றில் வெள்ளியின் பிரிவினை குணகம் 500 ஆக

உள்ளதே இதற்குக் காரணமாக இருக்கின்றது. துத்தநாக அடுக்கை எளிதில் பிரித்தெடுத்து, துத்தநாகத்தைக் காய்ச்சி வடித்தல் முறையில் அப்புறப்படுத்தி, வெள்ளியைப் பெறுகின்றனர். இம்முறையில் சிறிது சிறிதாக, பல தடவைகளில் துத்தநாகத்தை உபயோகப்படுத்தி எளிதில் வெள்ளியைப் பிரிக்கின்றனர்.

தாவரங்களிலிருந்து கிடைக்கும் பலவகை மருந்துப் பொருள்கள், எண்ணெய் பொருள்கள், கரைப்பானல் பிரித்தெடுத்தல் முறைகளால்தான் அடையப்படுகின்றன.

11. வேதிச்சமநிலை
[Chemical Equlibrium]

[வேதிச்சமநிலை — நிறைதாக்க விதி — நிறைதாக்க விதியின் பயன்கள் — முதல்வகை — இரண்டாவது வகை — லீ - சாட்லியர் தத்துவம்.]

சில சேர்மங்கள் எளிதில் தனிமங்களின் சேர்க்கையினால் உண்டாகின்றன. சில சேர்மங்கள் நிலையின்றி தனிமங்களாகவோ அல்லது மற்றச் சேர்மங்களாகவோ மாறுதல் அடைகின்றன. சில சேர்மங்கள், மற்றச் சேர்மங்களுடன் வேதிவினை புரிந்து புதிதான சேர்மங்களைத் தருகின்றன. இவ்வாறு வேதி வினைகள் நிகழ்வதற்கான காரணங்களை அறிய வெகுகாலம் தொடங்கியே அறிஞர்கள் முற்பட்டனர். வேதி வினைகள் நிகழ்வதற்கான காரணங்களை விளக்க முதல் முதலாக வெளியிட்ட கொள்கைக்கு வேதியக் கவர்ச்சிக் கொள்கை **(Chemical affinity theory)** என்று பெயர், இக்கொள்கையின்படி ஒவ்வொரு தனிமத்திற்கும் ஒரு குறிப்பிட்ட வேதியக் கவர்ச்சி உண்டென்றும், அந்தக் கவர்ச்சியின் அளவிற்குத் தகுந்தவாறே வேதி வினைகள் நிகழும் என்பதாகும். அக்காலத்தில் தெரிந்திருந்த தனிமங்களை ஒரு கவர்ச்சி அட்டவணையில் வகைப்படுத்தினர். இந்த அட்டவணையைக் கொண்டு பல வேதி வினைகளைக் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கினர்.

$$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

ஹைட்ரஜனுக்கும், ஆக்ஸிஜனுக்கும் கவர்ச்சி அதிகமிருப்பதால் அவை எளிதில் கூடி, நிலையான நீர், என்ற சேர்மத்தை உண்டாக்குகின்றன.

$$Fe + Cu\,SO_4 \rightarrow Fe\,SO_4 + Cu \downarrow$$

சல்ஃபேட் உறுப்புக்கும் காப்பர் அணுவிற்கும் உள்ள கவர்ச்சியினால் காப்பர் சல்ஃபேட் என்ற நிலையான சேர்மம் உள்ளது. சல்ஃபேட் உறுப்புக்கு, காப்பர் அணுவின்மேல் இருக்கும் கவர்ச்சியைவிட இரும்பு அணுவின்மேல் அதிக கவர்ச்சியிருப்பதால், இரும்பு அணு காப்பர் சல்ஃபேட் சேர்மத்தைச் சேர்ந்தவுடன், சல்ஃபேட் உறுப்பு இரும்பு அணுவுடன் சேர்ந்து, இரும்பு சல்ஃபேட் சேர்மமாக மாறி, காப்பர் அணுவை வெளியேற்றுகிறது.

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$$

சோடியம் குளோரைடு கரைசலையும், வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலையும் ஒன்று சேர்த்தால் வெள்ளி குளோரைடு வீழ்படிவு ஏற்படுகின்றது. இந்த வினையையும் கவர்ச்சிக் கொள்கையின்படி விளக்கலாம். நைட்ரேட் உறுப்புக்கு வெள்ளியின் மேலிருக்கும் கவர்ச்சியைவிட சோடியத்தின்மேல் அதிகமாயுள்ளது. அதே போல் குளோரைடு உறுப்புக்குச் சோடியத்தைவிட வெள்ளியின் மேல் கவர்ச்சி அதிகம். ஆகவே இருகரைசல்களையும் கலக்கும் பொழுது இரட்டைச் சிதைவு ஏற்பட்டுப் புதிதாக இரண்டு அதிக நிலையுள்ள சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன.

வேதி வினைகள் பல உடனடியாகவும், முற்றிலும் செயல்படுகின்றன. இவ்வகை மாற்றங்களை எளிதில் கவர்ச்சிக் கொள்கையைக் கொண்டு விளக்க முடியும். சில வேதி வினைகள், மெதுவாகவும், முற்றுப் பெறாதவைகளாகவும் உள்ளன. இந்த வகை வினைகளைக் கவர்ச்சிக் கொள்கையைக் கொண்டு விளக்க முற்பட்டால் முற்றிலும் முரண்பாடான முடிவுகளை அடைகிறோம்.

சூடாக்கப்பட்ட இரும்பின்மேல் நீராவியைச் செலுத்தினால், ஹைட்ரஜன் வாயுவும், இரும்பு ஆக்ஸைடும் கிடைக்கின்றன.

$$3\,Fe + 4\,H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4\,H_2 \uparrow$$

நீர் ஒரு நிலையான சேர்மம். ஆகவே ஆக்ஸிஜனுக்கும் ஹைட்ரஜனுக்கும் ஓரளவு கவர்ச்சியிருக்கவேண்டும். நீராவியை இரும்பின் மீது செலுத்தும் பொழுது ஹைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜனிலிருந்து விடுபட்டு வெளியேறுகின்றது. ஆக்ஸிஜன் ஹைட்ரஜனிலிருந்து விடுபட்டு இரும்புடன் சேர்ந்து இரும்பு ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. கவர்ச்சிக் கொள்கையின்படி ஆக்ஸிஜனுக்கு,

ஹைட்ரஜனின்மேல் இருக்கும் கவர்ச்சியைவிட இரும்பின்மேல் அதிக கவர்ச்சியிருத்தல் வேண்டும்.

$$Fe_3 O_4 + 4 H_2 \rightarrow 3 Fe + 4 H_2O \uparrow$$

சூடாக்கப்பட்ட இரும்பு ஆக்ஸைடின்மேல் ஹைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினால், இரும்பும், நீராவியும் உண்டாகி, நீராவி வெளியேறுகிறது. இதிலிருந்து கீழ்க்கண்ட முடிவுக்கு வர வேண்டும்.

கவர்ச்சிக் கொள்கையின்படி ஆக்ஸிஜனுக்கு இரும்பின் மேலிருக்கும், கவர்ச்சியைவிட ஹைட்ரஜனின்மேல் அதிகக் கவர்ச்சியிருத்தல் வெண்டும்.

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள இரண்டு வினைகளும் அந்த அந்த வினைகளுக்குக் குறிப்பிட்ட நிபந்தனைகளில் நடைபெறுகின்றன. ஆனால் அவ்வினைகளுக்குக் கவர்ச்சிக் கொள்கையின் படி விளக்கம் கொடுக்க முற்படுகையில் முற்றிலும், அவை முரணாக உள்ளன.

இவ்விரு வினைகளையும் ஒன்றாக ஒரே சமன்பாட்டில் குறிக்கலாம்.

$$3 Fe + 4 H_2O \rightleftharpoons Fe_3 O_4 + 4 H_2$$

இதில் வினைபடு பொருள்கள் (Reactants) வேதிவினை புரிந்து விளை பொருள்கள் (Products) ஆகவும், மீண்டும், விளை பொருள்கள் கூடி வினை புரிந்து, வினைபடு பொருள்களைக் கொடுக்கின்றன, முதல் வினையை முன்னோக்கி வினை (forward reaction) என்றும், இரண்டாவது வினையைப் பின்னோக்கி வினை (Backward reaction) யென்றும் கூறலாம். இம்மாதிரி வினைகளை மீள் வினைகள். (reversible reactions) என்று அழைக்கின்றோம்.

எல்லா வேதி வினைகளும் மீள்வினைகளாக அமையக்கூடியவை யென்பது இப்பொழுது எல்லோராலும் ஒத்துக் கொள்ளப்பட்ட ஒரு கருத்தாகும். கவர்ச்சிக் கொள்கையைக் கொண்டு மீள் வினைகளை விளக்கும் பொழுது முரண்பாடான முடிவுகளைப் பெறுவதால் இக்கொள்கை கைவிடப்பட்டது.

வேதிச் சமநிலை

வேதி மாற்றங்கள் நிகழும் பொழுது, வினைபடு பொருள்கள் கூடி விளை பொருள்களைக் கொடுக்கும். விளைபொருள்கள் யாவும்

வினை நிகழுமிடத்திலேயே இருப்பின் அவற்றின் செறிவு அதிகமாகிக் கொண்டேயிருக்கும். இந்நிலையில் விளைபொருள்கள் கூடி வினைபடுபொருள்களைக் கொடுக்க ஆரம்பிக்கும். இவ்வாறாக முன்னோக்கி விளையும், பின்னோக்கி வினையும் ஒரே சமயத்தில் ஏற்பட்டபோதிலும் சூழ்நிலைக்கேற்ப ஒரு குறிப்பிட்ட நேரத்திற்குப் பிறகு எவ்வித மாற்றங்களும் காண முடியாமல் வேதி வினை ஒரு சமநிலையை அடையும். இந்த வேதிச் சமநிலையை இயங்காத சமநிலை (Static equilibrium) என்றும், இயங்குச் சமநிலை (Dynamic equilibrium) என்றும் இரண்டு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். பொதுவாக எல்லா வேதிச் சமநிலைகளும், இயங்குச் சமநிலையைச் சார்ந்ததாகவே கொள்ளல்வேண்டும். இச்சமநிலையில் வினை நடவாததுபோல் தோன்றினாலும் உண்மையில் முன்னோக்கி வினையும், பின்னோக்கி வினையும் ஒரே சமமான வேகத்தில் நடைபெறுகின்றன. இரண்டு வினைகளின் வேகங்களும் சமமாக இருப்பதால், விளை பொருள்கள், வினைபடு பொருள்கள் ஆகியவற்றின் செறிவுகள் மாறாமலிருக்கின்றன.

நிறைதாக்க விதி (Law of mass action)

குல்பர்க், வாகே என்ற இரண்டு விஞ்ஞானிகள் 1867ல் வேதி வினைகளின் வேகங்களைப் பற்றிய உண்மையை ஆராய்ந்து, அறிந்து ஒரு விதியினை வெளியிட்டனர். அதையே நிறைதாக்க விதியென்கின்றோம். இவ்விதிப்படி 'வினைபடு பொருள்களின் வினைபடு பொருண்மைகளின் (Active masses) பெருக்குத் தொகைக்கு ஏற்றவாறு வினையின் வேகம் அமைகின்றது.' வினைபடு பொருண்மை என்பது பொருளின் மூலக்கூறுச் செறிவைச் சாதாரணமாக மோலார் அலகில் குறிக்கும். ஆகவே, ஒரு பொருளின் மூலக்கூறுச் செறிவு அதிகமாக இருக்குமாயின் வினையின் வேகமும் அதிகமாகின்றது.

$A + B \rightleftharpoons C + D$. என்ற சமன்பாட்டில் Aயும், Bயும் வினைபடு பொருள்களாகவும், Cயும் Dயும், விளைபொருள்களாகவும் கொள்ளலாம். $\rightleftharpoons$ மீள் வினையைக் குறிக்கும் குறியீடாகும். A, B, C, D, பொருள்களின் மூலக்கூறுச் செறிவை முறையே $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$, எனக் குறிக்கலாம்.

நிறைதாக்க விதியின்படி,

முன்னோக்கி வினையின் நேர்வேகத்தை v_1 எனக் கொண்டால்,

$$v_1 \propto [A] \times [B]$$

$$v_1 = k_1 [A] [B]$$

k_1 என்பது முன்னோக்கி வினையின் நேர்வேக மாறிலி.

பின்னோக்கி வினையின் நேர்வேகத்தை v_2 எனக் கொண்டால்,

$$v_2 \propto [C] \times [D]$$
$$v_2 = k_2 [C] [D]$$

k_2 என்பது பின்னோக்கி வினையின் நேர்வேக மாறிலி.

வேதி இயங்குச் சமநிலையில்,

$v_1 = v_2$

ஆகவே $k_1 [A] [B] = k_2 [C] [D]$.

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C] [D]}{[A] [B]} = K$$

k_1, k_2 ஒரு குறிப்பிட்ட வேதிவினைக்கு மாறிலிகளாகையால் அவற்றின் விகிதமும் $\left(\frac{k_1}{k_2}\right)$ ஒரு மாறிலியாக (k) அமையும். இந்த மாறிலியைச் சமநிலை மாறிலி (**Equilibrium constant**) என்கின்றோம். வெப்பநிலை மாறாதிருந்தால், சமநிலை மாறிலியின் மதிப்பும் மாறுவதில்லை. இந்த மாறிலியின் மதிப்பு, விளை பொருள்கள் அல்லது வினைபடு பொருள்கள் ஆகியவற்றின் செறிவுகளையும் பொருத்திருப்பதில்லை.

ஒரு மூலக்கூறுக்கு மேல் ஒரு பொருள் வேதிவினையில் பங்கு பெறுமானால், பொருள்களின் செறிவை (பங்குபெறும்) தகுந்த முறையில் பெருக்கிப் பெறுதல் வேண்டும்.

$$mA + nB \rightleftharpoons pC + qD$$

m, எண்ணிக்கையுள்ள A மூலக்கூறுகள் n எண்ணிக்கையுள்ள B மூலக்கூறுகளுடன் வினைபுரிந்து p எண்ணிக்கையுள்ள C மூலக்கூறுகளையும் q எண்ணிக்கையுள்ள D மூலக்கூறுகளையும் கொடுக்குமானால், இந்த வினையின் சமநிலை மாறிலியை (K) கீழ்க் கண்ட சமன்பாட்டால் அறியலாம்.

$$K = \frac{[C]^p \; [D]^q}{[A]^m \; [B]^n}$$

நிறை தாக்க விதியின் பயன்கள்

வேதிவினையில் பங்குபெறும் வினைபடு பொருள்களின் மூலக் கூறுகளின் எண்ணிக்கையும், விளைபொருள்களின் மூலக்கூறு களின் எண்ணிக்கையும் சமமாக இருந்தால் அவற்றை முதல்வகை

வினையென்றும், அவை சமமாக இல்லாவிடில் இரண்டாவது வகை வினையென்றும் வேதிவினைகளை இரண்டு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம்.

முதல் வகை

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$$
$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\ NO$$

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள வினைகளில் வினை பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும், வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் சமமாயிருத்தலால் அவை முதல் வகையைச் சாரும்.

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\ HI$$

a மோல் ஹைட்ரஜனும் b மோல் அயோடினும் வினையின் ஆரம்பத்தில் இருப்பதாகக் கொள்வோம். வினை, சமநிலையை அடைந்துள்ள நிலையில் x மோல் ஹைட்ரஜனும், x மோல் அயோடினும் வினைபுரிந்து $2x$ மோல் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு தருவதாகவும் கொள்வோம். சமநிலையில் V, வாயுக்களின் பருமனளவாகவும் கொள்வோம்.

சமநிலையில்

$$\text{ஹைட்ரஜனின் செறிவு} = \frac{a-x}{V}$$

$$\text{அயோடினின் செறிவு} = \frac{b-x}{V}$$

$$\text{ஹைட்ரஜன் அயோடினின் செறிவு} = \frac{2x}{V}$$

நிறைதாக்க விதிப்படி

$$K = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\left(\frac{a-x}{V}\right)\left(\frac{b-x}{V}\right)}$$

$$K = \frac{4x^2}{V^2} \times \frac{V}{(a-x)} \times \frac{V}{(b-x)}$$

$$K = \frac{4x^2}{(a-x)(b-x)}$$

இறுதியாகக் கிடைக்கும் சமன்பாட்டில் பருமனளவைக் குறிக்கும் V இல்லாததால், பருமனளவு மாறுதலால் சமநிலை மாறிலியில் மாறுதல் இருக்காது. வாயுக்களின் பருமனளவிற்கும், அழுத்தத்திற்கும் தொடர்புள்ளதால், வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களை மாற்றுவதாலும் சமநிலை மாறிலியின் மதிப்பில் மாற்றம் இருக்காது. ஆகவே, பருமனளவை மாற்றுவதன் மூலமாகவோ, அல்லது அழுத்தத்தை மாற்றுவதன் மூலமாகவோ, நாம் அதிகமான விளைபொருள்களை வினைபடு பொருள்களிலிருந்து பெற முடியாதென்பது தெளிவாகின்றது.

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\ NO$$

'V' லிட்டர் பருமனளவுள்ள ஒரு கொள் கலத்தில் 'a' மோல் நைட்ரஜனையும், 'b' மோல் ஆக்ஸிஜனையும் எடுத்துக் கொண்டு தகுந்த சூழ்நிலையில் வினைபெறச் செய்வதாகக் கொள்வோம். வினைபடு பொருளின் முழு அளவும் வினையுறுவதில்லையாகையால் வினை, சமநிலையை அடைந்தபொழுது 'x' மோல் நைட்ரஜனும், 'x' மோல் ஆக்ஸிஜனும் வினையுற்று '$2x$' மோல் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடைக் கொடுப்பதாகக் கொள்வோம்.

சமநிலையில்

$$\text{நைட்ரஜனின் செறிவு} = \frac{a - x}{V}$$

$$\text{ஆக்ஸிஜனின் செறிவு} = \frac{b - x}{V}$$

$$\text{நைட்ரிக் ஆக்ஸைடின் செறிவு} = \frac{2x}{V}$$

நிறைதாக்க விதிப்படி

$$K = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\left(\frac{a - x}{V}\right)\left(\frac{b - x}{V}\right)}$$

$$K = \frac{4x^2}{V^2} \times \frac{V}{(a - x)} \times \frac{V}{(b - x)}$$

$$K = \frac{4x^2}{(a - x)(b - x)}$$

இந்தச் சமன்பாட்டிலும் பருமனளவு இடம் பெருததால் முதல்வகை வினைகளில் பருமனளவு, அல்லது, அழுத்தம் இவற்றை மாற்றுவதனுல் சமநிலை மாறிலியில் மாற்றம் ஏற்படா தென்பது தெளிவாகிறது.

இரண்டாவது வகை

வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை, விளைபொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்குக் குறைவாக இருந்தால் அவ்வகை வினைகளை இரண்டாவது வகையில் ஓர் உட்பிரிவாகக்கொள்ளலாம்.

$$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$$

ஒரு மூலக்கூறு பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடு சிதைந்து ஒரு மூலக்கூறு பாஸ்பரஸ் டிரை குளோரைடும், ஒரு மூலக்கூறு குளோரினும் கொடுக்கும்.

வினையின் ஆரம்பத்தில் ஒரு மோல் பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடு இருந்ததாகவும், வினை சமநிலை அடைந்துள்ள பொழுது அதில் 'x' மோல் பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடு சிதைவதாகவும் கொள்வோம். சமநிலையில் 'x' மோல் பாஸ்பரஸ் டிரை குளோரைடும், 'x' மோல் குளோரினும் இருக்கும். கொள்கலத்தின் பருமனளவு 'V' லிட்டராகக் கொள் வோம்.

சமநிலையில்

$$\text{பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடின் செறிவு} = \frac{1-x}{V}$$

$$\text{பாஸ்பரஸ் டிரை குளோரைடின் செறிவு} = \frac{x}{V}$$

$$\text{ஃ குளோரினின் செறிவு} = \frac{x}{V}$$

நிறைதாக்க விதிப்படி

$$K = \frac{\left(\frac{x}{V}\right) \times \left(\frac{x}{V}\right)}{\left(\frac{1-x}{V}\right)}$$

$$K = \frac{x^2}{V^2} \times \frac{V}{1-x}$$

$$K = \frac{x^2}{V(1-x)}$$

இறுதிச் சமன்பாட்டில் பருமனளவைக் குறிக்கும் குறியீடான V பின்னத்தின்கீழ் எண்ணுக வருகின்றது.

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் (K) சமநிலை மாறிலியின் மதிப்பு மாருது. ஆகவே மாறிலியின் மதிப்பு மாருமல் இருக்கும் பொருட்டு, 'x'ன் மதிப்பு 'V'யின் மதிப்புக்குத் தகுந்தாற்போல் மாற வேண்டும். 'V'யின் மதிப்பை அதிக மாக்கிஞல் 'x'ன் மதிப்பு அதிகமாகும். 'V'யின் மதிப்பை அதிகமாக்கிஞல் எனக்கூறுவதற்குப் பதிலாக, அழுத்தத்தைக் குறைத்தால் எனக்கூறலாம். ஆகவே அழுத்தத்தைக் குறைத்தால், xன் மதிப்பு அதிகமாகும். வினைபடு பொருளான பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடின் மீதுள்ள அழுத்தத்தைக் குறைத்தால் அது அதிகமாக, சிதைந்து வினைபொருள்களைக் கொடுக்கும் என்றும் அறியலாம்.

வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை, வினை பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கு அதிக மாக இருந்தால் அந்த வினையை இரண்டாவது வகையில் மற்ருெரு உட்பிரிவாகக் கொள்ளலாம்.

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2\ NH_3$$

ஒரு நைட்ரஜன் மூலக்கூறும், மூன்று ஹைட்ரஜன் மூலக் கூறுகளும் $(1 + 3 = 4)$ வினைபுரிந்து இரண்டு அம்மோனியா மூலக் கூறுகளைக் கொடுக்கின்றன.

pN_2, pH_2, pNH_3, என்பவை, முறையே, நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன், அம்மோனியா இவற்றின் பகுதி அழுத்தங்களாகக் கொண்டால் சமநிலையில், நிறைதாக்க விதியின்படி,

$$Kp = \frac{p^2NH_3}{pN_2 \times p^3H_2}$$

வினையின் ஆரம்பத்தில் ஒரு மோல் நைட்ரஜனும், மூன்று மோல் ஹைட்ரஜனும் இருந்ததாகக் கொள்வோம். சமநிலை யடைந்த பொழுது 'x' மோல் நைட்ரஜன் '$3x$' மோல்கள்

ஹைட்ரஜனுடன் வினைபுரிந்து '2x' மோல்கள் அம்மோனியா உண்டாக்குவதாகக் கொள்வோம்.

சமநிலையில்

$(1 - x)$ மோல் நைட்ரஜனும், $(3 - 3x)$ மோல்கள் ஹைட்ரஜனும் $2x$ மோல்கள் அம்மோனியாவும் இருக்கும்.

∴ சமநிலையில் பொருள்களின் மொத்த எண்ணிக்கை

$(1 - x) + (3 - 3x) + 2x = 4 - 2x$ மோல்களாகும்.

வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்கள், அவற்றின் மோல்களுக்கும், பொருள்களின் மொத்த மோல்களுக்கும் உள்ள விகிதத்தில் அமையுமாகையால், மொத்த அழுத்தம் 'P' எனக்கொண்டால்,

$$pN_2 = P \times \frac{1 - x}{4 - 2x}$$

$$pH_2 = P \times \frac{3 - 3x}{4 - 2x}$$

$$pNH_3 = P \times \frac{2x}{4 - 2x}$$

இவற்றை $Kp = \dfrac{p^2 NH_3}{pN_2 \times p^3 H_3}$

என்னும் சமன்பாட்டில் அமைத்தால்,

$$Kp = \frac{\left(P \times \frac{2x}{4 - 2x}\right)^2}{\left(P \times \frac{1 - x}{4 - 2x}\right) \times \left(P \times \frac{3 - 3x}{4 - 2x}\right)^3}$$

$$K = \frac{P^2 \times \frac{4x^2}{(4 - 2x)^2}}{\left(P \times \frac{1 - x}{4 - 2x}\right) \times \frac{P^3 \times 27\,(1 - x)^3}{(4 - 2x)^3}}$$

$$= \frac{4x^2 (4 - 2x)^2}{P^2 \times 27\,(1 - x)^4}$$

$$= \frac{16x^2 (2 - x)^2}{P^2 \times 27\,(1 - x)^4}$$

xன் மதிப்பு மிகக்குறைவென்று கொண்டால், தோராயமாக

$$Kp = \frac{64}{27}\frac{x^2}{P^2}$$

மேலே அடைந்துள்ள சமன்பாட்டிலிருந்து. அழுத்தத்தை அதிகமாக்கினால் xன் மதிப்பும் அதிகமாகுமெனத் தெரிகின்றது. அதாவது அதிக அழுத்தத்தை உபயோகப்படுத்தினால் அதிகமாக அம்மோனியா பெறலாமென்றாகிறது.

லீ—சாட்லியர் தத்துவம்

வினை நிகழ்ச்சியை, எவ்வாறு கொள்கலத்தின் பருமனளவு மாறுதல்களும், அழுத்த மாறுதல்களும் பாதிக்கின்றன என்பதனைக் கண்டோம். லீ-சாட்லியர் என்ற விஞ்ஞானி, வேதிச் சமநிலையின் தன்மைகள் எவ்வாறு வெப்பநிலை மாற்றம், அழுத்த மாற்றம், இவைகளால் பாதிக்கப்படுகின்றன என்பதனைச் சுட்டிக் காட்டினார். அதையே லீ-சாட்லியரின் தத்துவம் என்கிறோம். இத்தத்துவத்தின்படி 'ஓர் இயங்குச் சமநிலையிலுள்ள பொருள்கள், வெப்பநிலை, அல்லது அழுத்தம், இவற்றின் மாற்றங்களினால் பாதிக்கப்படுமானால், அம்மாற்றங்களினால் ஏற்படும் முடிவுகளை எதிர்க்கும் வகையில் சமநிலை மாறும்'. இத்தத்துவத்தை உபயோகப்படுத்தியும், நிறைதாக்க விதியை உபயோகப்படுத்தி அடைந்த முடிவுகளை உத்தேசமாக எளிதில் அறியலாம்.

வியாபார முறையில் அம்மோனியா வாயு, தயாரிக்க (ஹேபர் முறை) நைட்ரஜனையும் ஹைட்ரஜனையும் தக்க சூழ்நிலையில் வினைபுரிய வைக்கின்றனர். அதிக அளவில் அம்மோனியா வாயு அடைவதற்கான சூழ்நிலைகளை லீ-சாட்லியர் தத்துவத்தைப் பயன் படுத்துவதன் மூலம் அறியலாம்.

$$N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3 + 22{\cdot}4 \text{ கி.கா.}$$

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள சமன்பாட்டின்படி வினைபடும் பொருள்கள் நான்கு மூலக்கூறுகளாகவும், வினை பொருள் இரண்டு மூலக்கூறுகளாகவும் அமைந்துள்ளதைக் காண்கிறோம். வினைநிகழும் வெப்ப நிலையில் வினைபடும் பொருள்கள், வினை பொருள்கள் யாவும் வாயுக்களாகவே உள்ளன. இவ்வினை முன்னோக்கி நிகழும்பொழுது நான்கு அளவுள்ள பருமன்கள் இரண்டு அளவுகளாக மாறுகின்றன. அழுத்தத்தை அதிகரிப்ப தால் பருமனில் குறைவு ஏற்படுத்தலாமாகையால், சமநிலை

அமைப்பு, பருமன் குறையும் திசையில் நகர்ந்து, அழுத்தம் அதிகரிப்பதால் ஏற்படும் விளைவுகளை எதிர்க்கின்றது. அழுத்தத்தை அதிகரிப்பதன் மூலம் அம்மோனியா வாயு உண்டாக்கும் அளவை அதிகப்படுத்த முடியும். ஆகவே, ஹேபர் முறையில் சுமார் 200 வாயு மண்டல அழுத்தத்தில் நைட்ரஜனையும், ஹைட்ரஜனையும் வினைபுரியும்படிச் செய்கின்றனர்.

இவ்வினை நிகழும்பொழுது வெப்பம் வெளிவருவதால் இது ஒரு வெப்பம் உமிழ்வினை (**Exothermic reaction**) யாகும். ஆகவே லீ-சாட்லியர் தத்துவத்தின்படி வெப்ப நிலையைக் குறைத்தால் அதிக அளவில் அம்மோனியா வாயு கிடைக்க வழியுண்டு. ஆனால் வெப்பநிலையைக் குறைக்கும் பொழுது வினையின் வேகம் வெகுவாகக் குறையும். வினையின் வேகத்தையும், லீ-சாட்லியர் தத்துவத்தையும் மனதில் கொண்டு ஒரு நடுநிலையான, தக்கவெப்ப நிலையில் (450°C) அம்மோனியா வாயுவைத் தயாரிக்கின்றனர். மேலும் வினையின் வேகத்தை அதிகப்படுத்த, இரும்பை வினைவேக மாற்றியாக உபயோகிக்கின்றனர். இந்த வினையில் வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்படும் இரும்புடன் சிறிதளவு அலுமினிய ஆக்ஸைடு, பொட்டாசிய ஆக்ஸைடு, கலவையைக் கலப்பதால் வினைவேகமாற்றியின் செயல்திறன் மேலும் தூண்டப்பட்டு விரைவில் சமநிலையை அடைய முடிகின்றது.

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\,NO - 43{\cdot}2 \text{ கி.கா.}$$

நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடி நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகும் வினையின் சமன்பாட்டை எடுத்துக் கொண்டால், வினைபடு பொருள்களும் விளைபொருள்களும் இரண்டு மூலக்கூறுகளாகவேயுள்ளதைக் காண்கிறோம். எல்லாப்பொருள்களும் வாயு நிலையிலிருப்பதால் இரண்டு பங்கு பருமனளவுள்ள வினைபடு பொருள்கள் அதே பருமனளவுள்ள விளைபொருளைக் கொடுக்கும். லீ-சாட்லியர் விதிப்படி அழுத்த மாற்றத்தினால் சமநிலை அமைப்பில் எவ்வித மாறுதலும் அடையாது. ஆகவே, இந்த வினையைப் பயன்படுத்தி (பர்க்லண்ட்-ஐடு முறை) நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்தலில் வினைபடு பொருள்களான நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் வாயுக்களைச் சாதாரண வாயு மண்டல அழுத்தத்திலேயே வினைபுரியும்படிச் செய்கின்றனர்.

இவ்வினை நிகழும்பொழுது, வெப்பம் ஈர்க்கப்படுவதால், இது ஒரு வெப்பம் கொள்வினை யாகும். லீ-சாட்லியர் தத்துவப்படி வெப்ப நிலையை அதிகப்படுத்தினால் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு அதிக

அளவில் உண்டாகும். ஆகவே நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு தயாரிக்க நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் இவ்விரு வாயுக்களையும், ஒரு மின்பிறை மூலமாகப் பாய்ச்சிச் சுமார் 3000°C வெப்பநிலையில் கூடுகை வினை நிகழும்படிச் செய்கின்றனர்.

இது போன்று பல வேதி வினைகளின் சமன்பாடுகளை, லீ-சாட்லியரின் தத்துவத்தைக் கொண்டு ஆராய்ந்து, வியாபார முறையில் அதிக விளைபொருளைப் பெற எவ்வாறு, அழுத்தம், வெப்பம் இவற்றை மாற்றவேண்டுமென்பதை எளிதில் அறியலாம்.

12. அயனிச் சமநிலைகள்
(Ionic equilibria)

[காரங்களும் அமிலங்களும் — அஸ்ட்வால்ட் நீர்த்தல் விதி — பொது அயனியின் விளைவு — கரைதிறன் பெருக்கம் — பொது அயனியால் கரைதிறனில் ஏற்படும் மாறுதல் — கரைதிறன் பெருக்கத் தத்துவத்தின் பயன்கள்.]

பொருள்களை நீரில் கரைத்தால், சில கரைசல்கள் மின் கடத்திகளாகவும், சில கரைசல்கள் மின் கடத்தாதவைகளாகவும் அமைகின்றன. எந்த பொருள்கள் நீரில் கரைந்து மின் கடத்திகளாக திகழ்கின்றனவோ அவற்றை மின்பகு பொருள்கள் (Electrolytes) என அழைக்கின்றோம். பொதுவாக, அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புக்கள் இவை யாவும் மின்பகு பொருள்களாக விளங்குகின்றன.

காரங்களும், அமிலங்களும்

அர்ரீனியஸ்ன் மின்பகு பிரிகைக் கொள்கை, (Arrehenius theory of electrolyte dissociation) எல்லா மின் பகு பொருள்களும், நீரில் கரைந்து ஓரளவு அயனிகளாக மாறுகின்றன, எனக் கூறுகின்றது. இக்கொள்கையின்படி அமிலங்களின் கரைசல்களில் ஹைட்ரஜன் அயனிகள் உள்ளன.

$$HCl \rightarrow H^{+} + Cl^{-}$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^{-} + H^{+}$$

உண்மையில் அமிலங்களின் பண்புகள் என்று வகைப்படுத்தி தொகுத்துக் கூறும் பண்புகளெல்லாம் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின்

பண்புகளாக அமைகின்றன. அதிக அடர்வு நிலைகளிலும் ஒரு அமிலம், எளிதில் அதிக அயனிகளாக மாறி, ஹைட்ரஜன் அயனிகளைக் கொடுக்குமாயின் அதை வீரியஅமிலம் (**Strong acid**) என்று அழைக்கின்றோம். ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் போன்றவை இவ்வினத்தைச் சேர்ந்தவை. இவ்வகை அமிலங்களில் சிறிதளவு நீரைச் சேர்த்தாலும், அமிலம் முழுமையும் அயனிகளாக மாறுகின்றன.

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

$$H_2SO_4 \rightarrow SO_4^{--} + 2H^+$$

இதற்கு மாறாக அசிட்டிக் அமிலம், கார்பானிக் அமிலம், போன்ற அமிலங்கள், அதிக அடர்வு நிலைகளில் சிறிதளவு ஹைட்ரஜன் அயனிகளைக் கொடுக்கின்றன, இவ்வகை அமிலங்களை வீரியமற்ற அமிலங்கள் (**Weak acids**) என்று அழைக்கிறோம். இவ்வகை அமிலங்களில் நீரைச் சேர்க்கச் சேர்க்க அயனிகள் உண்டாகின்றன.

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$$

அமிலங்களைப் போலவே காரங்களிலும், வீரியகாரம், (**Strong Base**) என்றும் வீரியமற்ற காரம் (**Weak base**) என்றும். இரு வகைகள் உள்ளன. முன்னதற்கு எடுத்துக்காட்டாக சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும், பின்னதற்கு எடுத்துக்காட்டாக அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் கூறலாம்.

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

காரங்களின் பொதுப் பண்புகள் யாவும், அவைகளிலிருந்து விடுபடும் ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளின் பண்புகளே யாகும்.

வீரிய அமிலங்கள், வீரிய காரங்கள் போன்றவைகளின் பிரிகை வீதம் அதிகமாகவும், வீரியமற்ற அமிலங்கள், வீரியமற்ற காரங்கள் இவற்றின் பிரிகை வீதம் குறைவாகவும் இருக்குமென் பதைக் கண்டோம். இவ்வகைப் பொருள்களின் பிரிகை வினைகளை மீள் வினைகளாகக் கருதலாம்.

ஆஸ்ட்வால்ட் நீர்த்தல் விதி
(Ostwald's Dilution Law)

வீரியமற்ற அமிலங்களும், காரங்களும் நீரில் கரைந்தால் அவற்றின் சில மூலக்கூறுகள் பிரிகையடைந்து அயனிகளைக் கொடுக்கின்றன. பிரிகையடையாத மூலக்கூறுகளும், அயனிகளும் உள்ள ஒரு கலவை உண்டாகிறது. இக்கலவை ஒரு இயங்குச் சம நிலைத் தன்மைதனையடையும். இந்நிலையில் நிறைதாக்க விதியைப் பயன்படுத்தி பிரிகை வீதத்தைக் கணக்கிடலாம். இக்கருத்தையே சுருக்கமாக ஆஸ்ட்வால்ட்டின் நீர்த்தல் விதி கூறுகிறது. 'பிரிகை யடையாத மூலக்கூறுகளுக்கும், மூலக்கூறுகளிலிருந்து பிரிகை யடைந்து கிடைத்துள்ள அயனிகளுக்குமிடையே கரைசலில் இயங்குச் சமநிலை இருக்கும்' என்பதே அவ்விதியாகும்.

$$AB \rightleftharpoons A^{+} + B^{-}$$

என்ற ஒரு பொதுவான சமன்பாட்டை எடுத்துக் கொள் வோம். வினையின் ஆரம்ப நிலையில் ஒரு மோல் '*AB*' என்ற பொருள் உள்ளதாகவும், கொள் கலத்தின் பருமனளவு '*V*' லிட்டராகவும், பிரிகை விதம் α எனவும் கொள்வோம்.

சமநிலையில்

$$AB\text{யின் செறிவு} = \frac{(1-\alpha)}{V} \text{ மோல்கள்}$$

$$A\text{யின் செறிவு} = \frac{\alpha}{V} \text{ மோல்கள்}$$

$$B\text{யின் செறிவு} = \frac{\alpha}{V} \text{ மோல்கள்}$$

நிறைதாக்க விதிப்படி

$$K = \frac{\frac{\alpha}{V} \times \frac{\alpha}{V}}{\frac{1-\alpha}{V}}$$

$$= \frac{\alpha^2}{V^2} \times \frac{V}{(1-\alpha)}$$

$$K = \frac{\alpha^2}{V(1-\alpha)}$$

'*AB*' என்ற பொருள் வீரிய மற்றதாகக் கருதினால் ∝வின் மதிப்பு ஒன்றுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்க்கும்பொழுது, மிகக்குறைவாக இருக்கும். ஆகவே மேலே உள்ள சமன்பாட்டை தோராயமாக

$$K = \frac{\alpha^2}{V}$$ என்று எழுதலாம்

$$\alpha^2 = KV$$

$\alpha = \sqrt{KV}$ என்ற சமன்பாட்டை அடையலாம். ஆஸ்ட்வால்ட் நீர்த்தல் விதியை கணிதமுறையில் கூற வேண்டுமாயின்

$$\alpha = \sqrt{KV}$$

இதில் α = பிரிகை வீதம்

K = சமநிலை மாறிலி

V = ஒரு மோல் பொருள் அடங்கியுள்ள பருமனளவு (லிட்டரில்).

இந்த சமன்பாட்டில் வரும் சமநிலை மாறிலியை பிரிகை மாறிலி (Dissociation constant) என அழைப்பதுண்டு.

ஆஸ்ட்வால்ட் விதி, அரிதில் மின்பகுப் பொருள்களுக்கு (Weak electrolytes) மட்டும் பொருந்துவதாக உள்ளது. இவ்வகையிலும், கரைசலின் செறிவு குறையக் குறைய இவ்விதி மிகப் பொருந்துவதாயுள்ளது என்பதை கீழே கொடுத்துள்ள பட்டியலிலிருந்து அறியலாம்.

CH_3OOH அசிட்டிக் அமிலம்

ஒரு மோல் கரைந்துள்ள பருமனளவு (லிட்டரில்) V.	பிரிகை வீதம் α	பிரிகை மாறிலி K.
0·989	0·00370	1·405
3·954	0·00838	1·759
31·630	0·02390	1·806
506·000	0·09200	1·811
2024·000	0·17600	1·853

ஆஸ்ட்வால்ட் விதி, எளிதில் மின்பகு பொருள்களுக்கு (Strong electrolytes) பொருந்தாதென்பதைக் கீழ்க்கண்ட அட்டவணையிலிருந்து அறியலாம்.

KCl பொட்டாசியம் குளோரைடு

ஒரு மோல் கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவு (லிட்டரில்) V.	பிரிகை வீதம் α	பிரிகை மாறிலி K.
1	0·756	2·35
5	0·831	0·815
50	0·9234	0·222
1,000	0·9802	0·485
10,000	0·9936	0·0154

எளிதில் மின்பகாப் பொருள்களின், K, V, α இந்த மூன்று அளவுகளில் ஏதாவது இரண்டு தெரிந்தால் மூன்றாவதை எளிதில் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

25°*C* வெப்பநிலையில் அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி $1{\cdot}8 \times 10^{-5}$ என்றால் 0·01*N* செறிவுள்ள அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை வீதத்தைக் கணக்கிடுக.

அசிட்டிக் அமிலத்தின் சமான எடை எண்ணும், மூலக்கூறெடை எண்ணும் சமமாகையால் 0·01*N* = 0·01 மோல்/லிட்டர்.

ஆஸ்ட்வால்ட் விதியின்படி,

$$\alpha = \sqrt{KV}$$

$$V = \frac{1}{C}$$ ஆகையால்

$C = 0{\cdot}01$ மோல்/லிட்டர் எனக்கொள்ளலாம்.

$$\alpha = \sqrt{KC}$$

$$= \sqrt{\frac{1 \cdot 8 \times 10^{-5}}{0 \cdot 01}}$$

$$= 4 \cdot 24 \times 10^{-2}$$

$$= 0 \cdot 0424$$

∴ 25°*C* வெப்பநிலையில் 0·01 *N* செறிவுள்ள அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை வீதம் } = **0·0424**

25°C வெப்பநிலையில் சில பொருள்களின் பிரிகை மாறிலி கீழேயுள்ள அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

பொருளின் பெயர்.		பிரிகை மாறிலி *K*.
ஃ பார்மிக் அமிலம்	...	$2 \cdot 0 \times 10^{-4}$
அசிட்டிக் அமிலம்	...	$1 \cdot 8 \times 10^{-5}$
பென்சாயிக் அமிலம்	...	$0 \cdot 7 \times 10^{-5}$
பீனால்	...	$1 \cdot 2 \times 10^{-10}$
போரிக் அமிலம்	...	$5 \cdot 8 \times 10^{-10}$
ஹைட்ரோசயனிக் அமிலம்	...	$7 \cdot 2 \times 10^{-10}$
மீத்தைல் அமீன்	...	5×10^{-4}
டைமீத்தைல் அமீன்	..	$7 \cdot 4 \times 10^{-4}$
டிரைமீத்தைல் அமீன்		$7 \cdot 4 \times 10^{-5}$
அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு	..	$1 \cdot 74 \times 10^{-5}$
அனிலீன்	..	4×10^{-10}

பிரிகை மாறிலியின் மதிப்பு 10^{-3}க்கு அதிகமாக விருப்பின் அப்பொருள்கள் எளிதில் மின்பகு பொருள்களென்று, கருதப் படும். பிரிகை மாறிலியின் மதிப்பு 10^{-7}யை விடக் குறைவாக இருப்பின் அப்பொருள்கள் அரிதில் மின்பகு பொருள்களாகக்

கருதப்படும். பிரிகை மாறிலியின் மதிப்பு 10^{-3}க்கும் 10^{-7}க்கும் இடையில் இருந்தால், அவைகள் இரண்டுக்கும் இடையிலுள்ள பொருள்களென்றும் கருதப்படும். இவ்வாறு நடு நிலையிலுள்ள பொருள்களைச் சூழ்நிலைக் கேற்ப எளிதில் மின்பகு பொருளாக வாவது அரிதில் மின்பகு பொருளாகவாவது கொள்வதும் உண்டு. இதனால் எளிய முறையில் பிரிகை மாறிலியின் மதிப்பை யொட்டி மின்பகு பொருள்களின் தன்மைகளை அறியலாம்.

சில அமிலங்கள் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட காரத்துவம் (Polybasic) உள்ளவைகளாக உள்ளன. இவ்வகை அமிலங்கள் பல படிகைகளில் பிரிகை அடைகின்றன. ஆகவே இவைகளுக்கு ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட பிரிகை மாறிலிகள் உள்ளன.

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+ \quad \ldots k = 3 \times 10^{-7}$$

$$HCO_3^- \rightleftharpoons CO_3^{--} + H^+ \quad \ldots\ldots k = 6 \times 10^{-11}$$

$$H_3PO_4 \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H^+ \ldots\ldots k = 1{\cdot}1 \times 10^{-2}$$

$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons HPO_4^{--} + H^+ \quad \ldots\ldots k = 2 \times 10^{-7}$$

$$HPO_4^{--} \rightleftharpoons PO_4^{---} + H^+ \quad \ldots\ldots k = 3{\cdot}6 \times 10^{-12}$$

$$H_2S \rightleftharpoons HS^- + H^+ \ldots\ldots k = 9 \times 10^{-8}$$

$$HS^- \rightleftharpoons S^{--} + H^+ \ldots\ldots k = 1 \times 10^{-15}$$

ஒரே காரத்துவம் உள்ள வீரியமற்ற அமிலங்களாயிருப்பின், பிரிகை மாறிலி, அமிலத்தின் செறிவு, இவற்றிலிருந்து ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவைக் கணக்கிடலாம். HA என்ற ஒரு வீரியமற்ற அமிலத்தை எடுத்துக் கொண்டால் அது சிறிதளவு பிரிகை அடைந்து ஒரு சம நிலையை அடையும்.

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

சம நிலையில்

H^+ அயனியின் செறிவு $= [H^+]$

A^- அயனியின் செறிவு $= [A^-]$

பிரிகை யடையாத HA மூலக்கூறுகளின் செறிவு $\Big\} = [HA]$

நிறைநாக்க விதிப்படி

$$K = \frac{[H^+]\ [A^-]}{[HA]}$$

HA என்பது ஒரே காரத்துவம் உள்ள அமிலம் எனக் கொண்டால் ஒரு மூலக்கூறு பிரிகை அடைந்தால் ஒரு H^+ அயனியும் ஒரு A^- அயனியும் கொடுக்கும்.

ஆகவே

$$[H^+] = [A^-].$$

$$K = \frac{[H^+]^2}{[HA]}$$

$$[H^+]^2 = K[HA]$$

$$[H^+] = \sqrt{K[HA]}.$$

HA என்ற அமிலம், வீரியமற்ற அமிலமெனக் கொண்டதால், அதிலுள்ள பல கோடி மூலக்கூறுகளில் சிலவே பிரிகை அடைந்ததாகக் கொள்ளலாம். ஆகவே, அமிலத்தின் செறிவும், பிரிகை அடையாத மூலக்கூறுகளின் செறிவும் சமமாயிருக்கும்.

$$\text{ஆரம்பத்தில் அமிலத்தின் செறிவு} = [HA]$$

$$\therefore [H]^+ = \sqrt{K \times \text{அமிலத்தின் செறிவு}}$$

மாதிரிக் கணக்கு

$25°C$ வெப்ப நிலையில் வீரியமற்ற ஒரே காரத்துவமுள்ள ஒரு அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி $1{\cdot}8 \times 10^{-5}$. $0{\cdot}1\ N$ செறிவுள்ள அந்த அமிலத்தின், ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவைக் கணக்கிடுக.

$$\text{அமிலத்தின் செறிவு} = 0{\cdot}1\ N$$

ஒரே காரத்துவமுள்ள அமிலமாகையால் அதன் சமான எடை எண்ணும், மூலக்கூறெடை எண்ணும் சமமாயிருக்கும்.

$$\text{அமிலத்தின் செறிவு} = 0{\cdot}1 \text{ மோல்/லிட்டர்.}$$

$$[H^+] = \sqrt{K \times \text{அமிலத்தின் செறிவு}}.$$

$$= \sqrt{1{\cdot}8 \times 10^{-5} \times 0{\cdot}1}.$$

$$= 1{\cdot}342 \times 10^{-3} \text{ கிராம் அயனி/லிட்டர்.}$$

பொது அயனியின் விளைவு
(Common ion effect)

வீரியமற்ற HA என்ற அமிலத்தின் நீர் கரைசலை எடுத்துக் கொள்வோம். சமநிலையில் அதிலுள்ள சில அமில மூலக்கூறு

களின் பிரிவால் ஏற்பட்ட அயனிகளும், பிரிவடையாத மூலக் கூறுகளும் ஒரு கலவையாகத் திகழ்கின்றன.

$$HA \rightleftharpoons H^{+} + A^{-}$$

நிறைதாக்க விதிப்படி

$$K = \frac{[H^{+}]\ [A^{-}]}{[HA]}$$

இக்கரைசலில் மேலும் H^{+} அயனிகளை அல்லது A^{-} அயனிகளைக் கலப்பதால் ஏற்படும் மாறுதல்களுக்குப் பொது அயனியின் விளைவு என்று பெயர்.

வீரியமற்ற அமிலமான அசிட்டிக் அமில நீர் கரைசலை எடுத்துக்கொண்டால் அது சம நிலையில் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி அமையும்.

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^{-} + (H^{+})$$

நிறைதாக்க விதிப்படி

$$K = \frac{[CH_3COO^{-}]\ [H^{+}]}{[CH_3COOH]}$$

K என்பது பிரிகை மாறிலியாகும்.

இந்த இயங்குச் சமநிலையிலுள்ள கரைசலில் சிறிதளவு வீரிய அமிலத்தைக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். வீரிய அமிலம் அநேகமாக முற்றிலும் பிரிகை யடைவதாகக் கருதப்படுவதால், அதிக அளவில் H^{+} அயனிகள் சமநிலையிலுள்ள கலவையில், கலக்கப்படுவதாகக் கொள்ளலாம். ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவு, பின்னத்தின் மேல் பகுதியில் வருவதால், பிரிகை மாறிலியின் மதிப்பில் மாறுதல் ஏற்படாமலிருக்கும் பொருட்டு பின்னத்தின் கீழுள்ள அசிட்டிக் அமிலத்தின் செறிவும் அதிகமாக வேண்டும். அதாவது அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை குறையும். எனவே ஒரு வீரியமற்ற அமிலத்தில், ஒரு வீரியமுள்ள அமிலம் சிறிதளவு கலக்கப்படுமானால் வீரியமற்ற அமிலத்தின் பிரிகை மேலும் குறையுமென்பது தெளிவாகின்றது.

வீரியமுள்ள அமிலத்தை (H^{+}) கலப்பதற்குப் பதிலாக சோடியம் அசிட்டேட் என்ற உப்புக்கரைசலைக் கலந்தாலும் பிரிகை குறையும் என்பதையும் விளக்கலாம். சோடியம் அசிட்டேட்

என்ற உப்பு அதனுடைய கரைசலில் முழுவதுமாகப் பிரிகை யடைந்து அசிட்டேட் அயனிகளாகவும், சோடியம் அயனி களாகவும் உள்ளது.

$$CH_3COONa \rightarrow Na^+ + CH_3COO^-$$

ஆகவே சோடியம் அசிட்டேட் கரைசலைக் கலப்பது அசிட்டேட் ($CH_3\ OO^-$) அயனிகளைக் கலப்பதற்குச் சமமாகும்.

நிறை தாக்க விதிப்படி அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலியைக் (K) கீழ்க்காணும் சமன்பாட்டால் அடையலாம்

$$K = \frac{[CH_3COO^-]\ [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

அசிட்டேட் அயனியின் செறிவு பின்னத்தின்மேல் பகுதியில் உள்ளது. அசிட்டேட் அயனியின் செறிவானது சோடியம் அசிட்டேட் கரைசலை ஊற்றினவுடன் அதிகமாகின்றது. பிரிகை மாறிலியின் மதிப்பு மாறுமலிருக்கும் பொருட்டுப் பின்னத்தின் கீழ்ப் பகுதியிலுள்ள அசிட்டிக் அமிலத்தின் செறிவும் அதிகமா கின்றது. அதாவது அசிட்டிக் அமிலததின் பிரிகை வெகுவாகக் குறைகின்றது. எனவே ஒரு வீரியமற்ற அமிலதுடன், அதனுடைய உப்புக் கரைசலைக் கலந்தால் அமிலத்தின் பிரிகை வீதம் குறையுமென்பதும் தெளிவாகின்றது.

இது போன்றே வீரியமற்ற காரக் கரைசல்களுடன், அக்காரத்தின் உப்புக் கரைசல், அல்லது ஒரு வீரியமுள்ள காரத்தின் கரைசல் இவற்றைக் கலப்பதன் மூலம், வீரியமற்ற காரத்தின் பிரிகையைக் குறைத்துக் கட்டுப்படுத்தலாம்.

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

நிறைதாக்க விதிப்படி

$$K = \frac{[NH_4^+]\ [OH^-]}{[NH_4\ OH]}.$$

K என்பது பிரிகை மாறிலியாகும்.

இந்தப் பின்னத்தில் $[OH^-]$, $[NH_4^+]$ அயனிகளின் செறிவுகள் மேல் பகுதியில் வருவதால், அம்மோனியம் குளோரைடு போன்ற அம்மோனிய உப்புக் கரைசல்களைக் $[NH_4^+]$ கலப்பதன் மூலமும், பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு போன்ற வீரிய காரக் கரைசலைக்

$[OH^-]$ கலப்பதன் மூலமும், பிரிகையடையாத அம்மோனிய ஹைட்ராக்ஸைடின் செறிவை அதிகப்படுத்தலாம். எனவே அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் பிரிகை மிகவும் குறையும்.

மாதிரிக் கணக்கு

$0{\cdot}05N$ செறிவுள்ள அசிட்டிக் அமிலத்துடன் $0{\cdot}01N$ செறிவுள்ள சோடியம் அசிட்டேட் கரைசலைக் கலப்பதால் உண்டாகும் கலவையில், ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவைக் கணக்கிடுக. அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி $1{\cdot}8 \times 10^{-5}$.

$$(a)\ CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$
$$(b)\ CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

நிறைதாக்க விதிப்படி

$$K = \frac{[CH_3COO^-]\,[H^+]}{[CH_3COO]}$$

K = அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி.

$= 1{\cdot}8 \times 10^{-5}$.

$$c\ \ [H^+] = \frac{K \times [CH_3\,COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$[CH_3COOH] = 0{\cdot}05\ N.$

அசிட்டிக் அமிலத்தின் சமான எடையும் மூலக்கூறெடையும் சமமாகையால் $[CH_3COOH] = 0{\cdot}05$ மோல்/லிட்டர்,

அசிட்டிக் அமிலம் ஒரு வீரியமற்ற அமிலமாகையால் அதன் மூலக்கூறுகள் பிரிகையடைவதால் உண்டாகும் CH_3COO^- அயனிகள் மிகக் குறைவெனக் கொள்ளலாம். ஆனல் சோடியம் அசிட்டேட் உப்பு முழுதும் பிரிகையடையுமாதலால் (சமன்பாடு b) CH_3COO^- அயனிகள் முழுவதும், சோடியம் அசிட்டேட் பிரிகையடைவதால் உண்டாவதாகவே கொள்ளவேண்டும். ஒவ்வொரு சோடியம் அசிட்டேட் மூலக்கூறும் ஒரு CH_3COO^- அயனியைத் தருமாகையால்

$[CH_3COONa] = [CH_3COO^-]$

$[CH_3\,COONa] = 0{\cdot}1N.$

$= 0{\cdot}1$ மோல்/லிட்டர்.

$\therefore [CH_3COO^-] = 0{\cdot}1$ மோல்/லிட்டர்.

$$[H^+] = K \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO]}$$

$$[H+] = 1{\cdot}8 \times 10^{-5} \times \frac{0{\cdot}05}{0{\cdot}1}$$

$$[H+] = 9 \times 10^{-6}$$ கிராம் அயனி/லிட்டர்.

மாதிரிக் கணக்கு

0·01 அசிட்டிக் அமிலத்துடன் எந்த செறிவுள்ள லாக்டிக் அமிலம் கலந்தால், கலவையில், ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவு, முதலிலிருந்த அசிட்டிக் அமிலத்தின், ஹைட்ரஜன் செறிவின் அளவு, மாறுபடாமலிருக்குமெனக் கணக்கிடுக. அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி $1{\cdot}8 \times 10^{-5}$. லாக்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி $1{\cdot}38 \times 10^{-4}$.

ஆஸ்ட்வால்ட் நீர்த்தல் விதிப்படி

$\alpha = \sqrt{K/C}$

α = பிரிகை வீதம்.

K = பிரிகை மாறிலி.

C = செறிவு (மோல்களில்).

அசிடிக் அமிலத்தின்

$K = 1{\cdot}8 \times 10^{-5}$.

$C = 0{\cdot}01\ N$.

$= 0{\cdot}01$ மோல்/லிட்டர்.

$\therefore \alpha = \sqrt{1{\cdot}8 \times 10^{-5}/0{\cdot}01}$

$= 4{\cdot}242 \times 10^{-2}$.

அசிட்டிக் அமிலத்தில் $[H+]$ செறிவு $\Big\} = \alpha \times C$.

$= 4{\cdot}242 \times 10^{-2} \times 0{\cdot}01,$

$= 4{\cdot}242 \times 10^{-4}$

லாக்டிக் அமிலத்தைக் கலந்த பிறகும் $[H+]$அயனியின் செறிவு $4{\cdot}242 \times 10^{-4}$ ஆக இருக்கவேண்டுமாயின் லாக்டிக் அமிலத்தில் $[H+]$ செறிவு $4{\cdot}242 \times 10^{-4}$ கிராம் அயனிகள்/லிட்டர் ஆக இருத்தல் வேண்டும். லாக்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை வீதத்தை α^1

என்றும், ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள லாக்டிக் அமிலம் 'V' லிட்டரில் கரைந்துள்ளதாகவும் கொண்டால்

$$\alpha^1 = 4{\cdot}242 \times 10^{-4} \times V.$$

ஆஸ்ட்வால்ட் நீர்த்தல் விதிப்படி

$$\alpha^1 = \sqrt{K \times V}$$

$$\alpha^1 = \sqrt{1{\cdot}38 \times 10^{-4} \times V}$$

அல்லது

$$4{\cdot}242 \times 10^{-4} \times V = \sqrt{1{\cdot}38 \times 10^{-4} \times V}$$

$$(4{\cdot}242 \times 10^{-4})^2 \times V^2 = 1{\cdot}38 \times 10^{-4} \times V$$

$$V = \frac{1{\cdot}38 \times 10^{-4}}{(4{\cdot}242 \times 10^{-4})^2}$$

$$= \frac{1{\cdot}38 \times 10^{-4}}{18 \times 10^{-8}}$$

$= \mathbf{766{\cdot}8}$ லிட்டர்கள்,

766·8 லிட்டர்களில், 90 கிராம் லாக்டிக் அமிலம் கரைந்துள்ள கரைசலைக் கலக்கவேண்டும். அதாவது (90/766·8) 0·1173 கிராம்/லிட்டர் செறிவுள்ள லாக்டிக் அமிலத்தை 0·01N அசிட்டிக் அமிலத்துடன் கலந்தால், அந்தக் கலவையின் ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவும் 0·01N அசிட்டிக் அமிலத்திலுள்ள ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவும் ஒன்ருகவே யிருக்கும்.

கரைதிறன் பெருக்கம் (Solubility product)

மிகவும் குறைந்த அளவில் கரைதிறனுடைய மின்பகு பொருள்களின் தெவிட்டிய கரைசலில், கரையாத திடப் பொருள், கரைந்த, ஆனல் பிரிகை யடையாமலுள்ள மூலக் கூறுகள், மூலக்கூறுகள் பிரிந்து உண்டான அயனிகள் இவை யாவற்றிற்குமிடையே ஓர் இயங்குச் சமநிலையேற்படுகின்றது.

எடுத்துக் காட்டாக வெள்ளிக் குளோரைடு உப்பை ஒரு முகவையிலுள்ள நீரில் சிறிதளவு சேர்த்துக் கலக்கினல், ஒரு தெவிட்டிய கரைசல் உண்டாகிறது. கரையாத வெள்ளிக் குளோரைடு கீழே தங்கிவிடுகின்றது. கரைந்துள்ள வெள்ளிக் குளோரைடுக்கும், கரையாத வெள்ளிக் குளோரைடுக்குமிடையே, ஓர் இயங்குச் சமநிலையேற்படுகிறது.

$$AgCl \rightleftharpoons AgCl.$$
(கரையாதது). (கரைந்தது).

வெள்ளிக் குளோரைடு ஒரு மின்பகு பொருளாக இருப்பதாலும், அது நீரில், மிகக் குறைந்த அளவு கரைதிறனைப் பெற்றிருப்பதாலும், கரைசலிலுள்ள பெரும்பாலான வெள்ளி குளோரைடு மூலக்கூறுகள் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. இந்த அயனிகளுக்கும், பிரிகை அடையாத மூலக்கூறுகளுக்குமிடையே ஓர் இயங்குச் சமநிலை யேற்படுகிறது.

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$

[பிரிகை அடையாத மூலக்கூறுகள்] ⇌ [அயனிகள்]

மூகவையில், கரையாத வெள்ளிக் குளோரைடு, கரைந்த ஆனால் பிரிகை அடையாத வெள்ளிக் குளோரைடு மூலக்கூறுகள், அயனிகள் யாவும் ஒருங்கே ஓர் இயங்குச் சமநிலையிலுள்ளன.

$$AgCl \rightleftharpoons AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$

(கரையாதது) ⇌ (கரைந்த ஆனால் பிரிகை அடையாத மூலக்கூறுகள்)

(அயனிகள்)

நிறைதாக்க விதியின்படி

$$K = \frac{[Ag^+]\ [C-l]}{[AgCl]}$$

தெவிட்டிய கரைசலாக இருப்பதால் $[AgCl]$ ஒரு மாறுத மதிப்புள்ள எண்ணாக இருக்கும். கரைந்த ஆனால் பிரிகை அடையாத மூலக்கூறுகளின் செறிவு $[AgCl]$ மாறுமலிருப்பதால், அயனிகளின் செறிவுகளின் பெருக்கல் பலனும் ஒரு மாறுத எண்ணாக இருக்கும்.

$$[Ag^+]\ [Cl^-] = S$$

S என்ற இந்த மாறிலியை, குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் வெள்ளிக் குளோரைடின் கரைதிறன் பெருக்கம் என்கிறோம்.

'குறைந்த அளவில் கரைதிறனுடைய ஒரு மின் பகு பொருளின் தெவிட்டிய கரைசலிலுள்ள அயனிகளின் செறிவுகள்,

சரியான மடக்கைக்கு உயர்த்தப்பட்ட பிறகு, அவைகளின் பெருக்கல் பலனையே, அப்பொருளின் கரைதிறன் 'பெருக்கம்' **என்கிரேம்.**

குறைவான கரைதிறனையுடைய $A_x B_y$ என்ற மின் பொருளை எடுத்துக்கொண்டால் அதன் கரைதிறன் பெருக்கம் $= [A]^x [B]^y$.

மாதிரிக் கணக்கு (1)

$20°C$ வெப்பநிலையில் வெள்ளிக் குளோரைடின் கரைதிறன் 0·00014. அதன் கரைதிறன் பெருக்கத்தைக் கணக்கிடுக.

கரைதிறன் $= 0·00014$.

அதாவது 0·00014 கிராம் வெள்ளிக் குளோரைடு 100 க.செ.மீ. தெவிட்டிய கரைசலில் கரைந்துள்ளது.

$$\left.\begin{array}{l}\text{வெள்ளிக் குளோரைடின்}\\ \text{மூலக்கூறெடை எண் } (AgCl)\end{array}\right\} = 143·37$$

$$\left.\begin{array}{l}\therefore \text{ கரைசலில் வெள்ளி}\\ \text{குளோரைடின் செறிவு}\end{array}\right\} = \frac{0·014}{143·37}$$

$$= 1 \times 10^{-5} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$

வெள்ளிக் குளோரைடின் செறிவும், வெள்ளி அயனி, குளோரைடு அயனி இவற்றின் செறிவுகளும் சமமாக இருக்கும்.

$$\therefore [Ag^+] = 1 \times 10^{-5}$$

$$[Cl^-] = 1 \times 10^{-5}$$

$$S = [Ag^+]\,[Cl^-]$$

$$= [1 \times 10^{-5}]\,[1 \times 10^{-5}]$$

$$S = \mathbf{1 \times 10^{-10}}$$

மாதிரிக் கணக்கு (2)

$25°C$ வெப்ப நிலையில் வெள்ளிக் குரோமேட்டின் கரைதிறன் 0·00265. அதன் கரைதிறன் பெருக்கத்தைக் கணக்கிடு.

கரைதிறன் $= 0·00265$.

∴ 0·00265 கிராம் எடையுள்ள வெள்ளிக் குரோமேட் 100 க.செ.மீ. தெவிட்டிய கரைசலில் கரைந்திருக்கும்.

$\therefore$ ஒருலிட்டர் கரைசலில் வெள்ளிக் குரோமேட் $\Big\} = 0{\cdot}0265$ கிராம்

$\therefore$ வெள்ளிக் குரோமேட்டின் (Ag_2CrO_4) மூலக்கூறெடை எண் $\Big\} = 332$

$\therefore$ வெள்ளிக் குரோமேட்டின் செறிவு $\Big\} = \frac{0{\cdot}0255}{332}$ மோல்/லிட்டர்

$= 0{\cdot}789\ 10^{-4}$ மோல்/லிட்டர்

$$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2\,Ag^+ + CrO_4^{--}$$

ஒரு வெள்ளிக் குரோமேட் மூலக்கூறு இரண்டு வெள்ளி அயனிகளையும், ஒரு குரோமேட் அயனியையும் தருகின்றது.

$\therefore$ வெள்ளி அயனிகளின் செறிவு $\Big\} = [0{\cdot}798 \times 10^{-4}] \times 2$

$= 1{\cdot}596 \times 10^{-4}$ மோல்கள்/லிட்டர்

குரோமேட் அயனியின் செறிவு $= 0{\cdot}798 \times 10^{-4}$

$$\therefore S = [Ag]^2\,[CrO_4]$$
$$= [1{\cdot}596 \times 10^{-4}]^2\,[0{\cdot}798 \times 10^{-4}]$$
$$= [2{\cdot}548 \times 10^{-8}] \times [0{\cdot}798 \times 10^{-4}]$$
$$= \mathbf{2{\cdot}033 \times 10^{-12}}$$

கரைதிறன் பெருக்கத்தைப் பயன்படுத்தி எந்தச் சூழ்நிலையில் மின்பகு பொருள் வீழ்படிவாக வெளிவரும் என்பதை அறியலாம். கரைசலில் அயனிகளின் செறிவுகள் சரியான மடக்கைக்கு உயர்த்தப்பட்ட பிறகு, அவைகளின் பெருக்கல் பலன், அந்தப் பொருளின் கரைதிறன் பெருக்கத்தைவிட அதிகமாக இருந்தால் அந்தப் பொருள் வீழ்படிவாக வெளிவரும்.

மாதிரிக் கணக்கு (3)

காரீய அயோடைடின் கரைதிறன் பெருக்கம் $= 8{\cdot}3 \times 10^{-9}$. நிக்கல் கார்பனேட்டின் கரைதிறன் பெருக்கம் $= 1{\cdot}4 \times 10^{-7}$. இவ்விரு பொருள்களில் எது நீரில் அதிகமாகக் கரையும்? (அல்லது இவ்விரு பொருள்களில் எதற்குக் கரைதிறன் அதிகம்?).

இரண்டு பொருள்களில் நிக்கல் கார்பனேட்டுக்குக் கரைதிறன் பெருக்கம் அதிகமாக இருப்பதால், அதுவே அதிகம் கரையக் கூடியது (கரைதிறன் அதிகமுள்ளது) என்று தோன்றும். உண்மை அதற்கு நேர் மாறானது.

$$PbI_2 \rightleftharpoons Pb^{++} + 2I^-$$

$$S = [I^-]^2 \times [Pb^{++}]$$

ஆனால்

$$NiCO_3 \rightleftharpoons Ni^{++} + CO_3^{--}$$

$$S = [Ni^{++}]\,[CO_3^{--}]$$

காரீய அயோடைடின் ஒரு லிட்டர் தெவிட்டிய கரைசலில் எவ்வளவு மோல்கள் காரீய அயோடைட் உள்ளனவோ அவ்வளவு மோல்கள் காரீய அயனியும் இருக்கும். இதை '*a*' எனக்கொள்வோம்.

$$[Pb^{++}] = a$$

$$PbI_2 \rightleftharpoons Pb^{++} + 2I^-$$

காரீய அயனியின் செறிவைப்போல் இரண்டு பங்கு அயோடைட் அயனியின் செறிவு அமையும்.

$$[I] = 2a$$

$$S = [Pb^{++}] \times [I^-]^2$$

$$8{\cdot}3 \times 10^{-9} = [a]\,[2a]^2$$

$$4a^3 = 8{\cdot}3 \times 10^{-9}$$

$$a = \sqrt[3]{\frac{8{\cdot}3 \times 10^{-9}}{4}}$$

$$= 1{\cdot}3 \times 10^{-3}$$

ஆகவே தெவிட்டிய கரைசலில்

காரீய குரோமேட்டின் செறிவு.

$$= 1{\cdot}3 \times 10^{-3} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

$$NiCO_3 \rightleftharpoons Ni^{++} + CO_3^{--}$$

ஒவ்வொரு நிக்கல் கார்பனேட் மூலக்கூறும் பிரிகையடைந்து ஒரு நிக்கல் அயனியையும், ஒரு கார்பனேட் அயனியையும் கொடுக்கின்றது.

நிக்கல் அயனியின் செறிவை *b* எனக்கொண்டால் கார்பனேட் அயனியின் செறிவும் '*b*' ஆக இருக்கும்.

$$[Ni]\ [CO_3] = b \times b$$

$$b^2 = 1{\cdot}4 \times 10^{-7}$$

$$b = \sqrt{1{\cdot}4 \times 10^{-7}}$$

$$= 3{\cdot}7 \times 10^{-4} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

காரீய அயோடைடின் செறிவு

$$= 1{\cdot}3 \times 10^{-3} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்.}$$

நிக்கல் கார்பனேட்டின் செறிவு

$$= 3{\cdot}7 \times 10^{-4} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்.}$$

பூரித கரைசலில் காரீய அயோடைடின் செறிவு அதிகமாக இருப்பதால் இந்த உப்பே நீரில் அதிகம் கரையக்கூடியது.

பொது அயனியால் கரைதிறனில் ஏற்படும் மாறுதல்

ஒரு கரைசலில், ஒரு பொருளுடைய அயனிகளின் செறிவுகளின் பெருக்கல் பலன் கரைதிறன் பெருக்கத்தைவிட அதிகமாக இருப்பின் பொருள் வீழ்படிவாகப் படியுமென்பதைக் கண்டோம். ஆகவே ஒரு பொருளின் கரைதிறன், அப்பொருளிலுள்ள அயனிகளைக் கொடுக்கக்கூடிய மற்றொரு பொருளைக் கலக்கும்பொழுது குறையுமென்றாகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக வெள்ளிக் குளோரைடின் தெவிட்டிய கரைசலை எடுத்துக்கொள்வோம்.

$$AgCl \rightleftharpoons AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$

$$S = [Ag^+]\ [Cl^-]$$

இக்கரைசலுடன் வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலைக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலில் வெள்ளி அயனிகளும், நைட்ரேட் அயனிகளும் அடங்கியுள்ளன.

$$AgNO_3 \rightarrow Ag^+ + NO_3^-$$

வெள்ளி அயனிகளின் செறிவு, கலவையில் அதிகமாகின்றது. ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஒரு பொருளின் கரைதிறன் பெருக்கம் ஒரு மாறிலியாகும். வெள்ளி அயனியின் செறிவு அதிகமானதை எதிர்க்கும் வகையில், குளோரைடு அயனியின் செறிவு குறையும். அதாவது குளோரைடு அயனிகள், வெள்ளி அயனிகளுடன் கூடி வெள்ளிக் குளோரைடு வீழ்படிவாகப் படியும்.

மாதிரிக் கணக்கு (1)

காப்பர் சல்ஃபைடின் கரைதிறன் பெருக்கம் 8×10^{-87} என்றால் காப்பர் சல்ஃபைடின் கரைதிறனைக் காண்க.

$$CuS \rightleftharpoons Cu^{++} + S^{--}$$

மேற்கூறிய சமன்பாட்டின்படி ஒவ்வொரு காப்பர் சல்ஃபைடு மூலக்கூறும் ஒரு காப்பர் அயனியையும், ஒரு சல்ஃபைடு அயனியையும் தருகின்றது. எனவே காப்பர் சல்ஃபைடின் செறிவும், காப்பர் அயனியின் செறிவும், சல்ஃபைடு அயனியின் செறிவும் சமமாகவே யிருக்கும்.

$$[CuS] = [Cu^{++}] = [S^{--}]$$

காப்பர் சல்ஃபைடு அயனியின் செறிவை '*a*' எனக் கொண்டால்

$$[CuS] = a$$
$$[Cu^{++}] = a$$
$$[S^{--}] = a$$

காப்பர் சல்ஃபைடின் கரைதிறன் பெருக்கம்.

$$S = [Cu^{++}]\,[S^{--}]$$
$$= a \times a$$
$$a^2 = 8 \times 10^{-87}$$
$$a = \sqrt{8 \times 10^{-87}}$$
$$= 9 \times 10^{-19} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

CuSன் மூலக்கூறு எடை எண் = 95·6.

ஒரு லிட்டர் தெவிட்டிய கரைசலில் CuS } $= 95{\cdot}6 \times 9 \times 10^{-19}$ கிராம்

$= 8{\cdot}6 \times 10^{-17}$ கிராம்

∴ கரைதிறன் (100 க.செ.மீ. நீரில் கரையக்கூடிய CuS) } $= \mathbf{8{\cdot}6 \times 10^{-18}}$ **கிராம்**

மாதிரிக் கணக்கு (2)

0·3 மோலார் சோடியம் சல்ஃபைடு கரைசலில் காப்பர் சல்ஃபைடின் கரைதிறனைக் கணக்கிடுக.

சோடியம் சல்ஃபைடு முழுவதுமாகப் பிரிகை அடைவதாகக் கொள்ளலாம்.

$$Na_2S \rightarrow 2\,Na^+ + S^{--}$$

சோடியம் சல்ஃபைடின் ஒரு மூலக்கூறு ஒரு சல்ஃபைடு அயனியைத் தருகின்றது. எனவே சோடியம் சல்ஃபைடின் செறிவும், சல்ஃபைடு அயனியின் செறிவும் ஒன்றாகவே இருக்கும்.

$$[Na_2S] = 0{\cdot}3 \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

$$\therefore [S^{--}] = 0{\cdot}3 \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

காப்பர் சல்ஃபைடு மூலக்கூறு கீழ்க்காணுமாறு பிரிகையடைகின்றது.

$$CuS \rightleftharpoons Cu^{++} + S^{--}$$

காப்பர் அயனிகளின் எண்ணிக்கையும், கரைந்துள்ள காப்பர் சல்ஃபைடு மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் சமமாக இருத்தல் வேண்டும். காப்பர் அயனியின் செறிவை 'a' மோல்கள்/லிட்டர் எனக்கொண்டால், சல்ஃபைடு அயனியின் செறிவு 'a' மோல்கள் ஆகும். ஆனால் காப்பர் சல்ஃபைடை, சோடியம் சல்ஃபைடு கரைசலில் (0·3 மோல்கள்/லிட்டர்) கரைப்பதால், கலவையில் சல்ஃபைடு அயனிகளின் செறிவு.

$$= 0{\cdot}3 + a \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

$$S = [Cu]\,[S]$$

$$= (a) \times (0{\cdot}3 + a)$$

$$\therefore (a) \times (0{\cdot}3 + a) = 8 \times 10^{-87}$$

a யின் மதிப்பு 0·3 உடன் ஒப்பிடுகையில் மிகக்குறைவாக இருப்பதால்

$$a \times 0{\cdot}3 = 8 \times 10^{-87}$$

$$\therefore a = \frac{8 \times 10^{-87}}{0{\cdot}3}$$

$$= 2{\cdot}7 \times 10^{-86}$$

எனவே கரைசலில் காப்பர் சல்ஃபைடின் செறிவு.

$$= 2{\cdot}7 \times 10^{-86} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்.}$$

காப்பர் சல்ஃபைடின் மூலக்கூறெடை எண் 95·6.

$$\left.\begin{array}{r}\therefore \text{ஒரு லிட்டர் கரைசலில்}\\ \text{காப்பர் சல்ஃபைடின் நிறை}\end{array}\right\} = 2{\cdot}7 \times 10^{-36} \times 95{\cdot}6 \text{ கிராம்}$$

$$= 2{\cdot}6 \times 10^{-34} \text{ கிராம்}$$

$$\left.\begin{array}{r}\therefore \text{காப்பர் சல்ஃபைடின்}\\ \text{கரைதிறன்}\end{array}\right\} = 2{\cdot}6 \times 10^{-35}$$

[100 க.செ.மீ. நீரில் கரையக் கூடிய எடை]

நீரில் காப்பர் சல்ஃபைடின் கரைதிறன் $= 8{\cdot}6 \times 10^{-18}$ என மாதிரிக் கணக்கு ஒன்றில் கணக்கிட்டோம்.

0·3 மோல் சோடியம் சல்ஃபைடு கரைந்துள்ள கரைசலில் காப்பர் சல்ஃபைடின் கரைதிறன் $2{\cdot}6 \times 10^{-35}$ என இரண்டாவது மாதிரிக் கணக்கில் கண்டோம்.

இதனுல் பொது அயனியால் எவ்வாறு ஒரு பொருளின் கரைதிறன் குறைக்கப்படுகின்றதென்பது தெளிவாகின்றது.

கரைதிறன் பெருக்கத் தத்துவத்தின் பயன்கள்
(Applications of the principle of solubility product)

(a) சோடியம் குளோரைடைச் சுத்தி செய்தல்

கடல் நீரிலிருந்து கிடைக்கும் சாதாரண உப்பில் பெரும்பகுதி சோடியம் குளோரைடு ஆகும். இதில் சிறிதளவு மக்னீசியம், கால்ஸியம் உப்புக்கள் கலந்துள்ளதால், சாதாரண உப்பு கசியும் (Deliquescent) தன்மையைப் பெற்றுள்ளது. உலர்ந்த சுத்தமான மேசை உப்பு (Table salt) சாதாரண உப்பிலிருந்து தயாரிக்கப்படுகிறது. சாதாரண உப்பின் தெவிட்டிய கரைசலை வடிகட்டி, அதன் வடிநீரில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைச் செலுத்துகின்றனர். இதனுல் கரைசலில் குளோரைடு அயனியின் செறிவு அதிகமாகின்றது. சுத்தமான சோடியம் குளோரைடு மட்டும் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கின்றது. மக்னீசியம், கால்ஸியம் குளோரைடுகளைப் பொருத்த வரையில் கரைசல் தெவிட்டிய கரைசலாக இல்லாததால் இந்த உப்புக்கள் வீழ்படிவாகப் படிவதில்லை. வீழ்படிவை வடிகட்டி உலரவைத்துச் சுத்தமான, ஈரமற்ற சோடியம் குளோரைடை வியாபார முறையில் பெறுகின்றனர்.

(b) சோடியம் பைகார்பனேட் தயாரித்தல்

வியாபார முறையில் சோடியம் பைகார்பனேட் தயாரிக்கும் ஒரு முறைக்கு சால்வே (Solvay) முறை யென்று பெயர். இம்

முறையில், சாதாரண உப்புவின் கரைசலில், அம்மோனியா வாயுவையும், கார்பன் டை ஆக்ஸைடையும் செலுத்துகின்றனர். இவ் வாயுக்கள் உப்புக்கரைசலில் கரைகின்றன. கரைசலில் சோடியம், குளோரைடு, ஹைட்ரஜன், பைகார்பனேட் முதலிய அயனிகள் இருக்கின்றன. இந்த அயனிகள் பலமுறையில் கூடிப் பலவிதமான உப்புக்களைக் கொடுக்க முடியும். பெறக்கூடிய உப்புக்களில் சோடியம் பைகார்பனேட் உப்புவின் கரைதிறன் பெருக்கம் மட்டும் குறைவாக உள்ளது. கரைசலிலுள்ள பைகார்பனேட், சோடியம், அயனிகளின் செறிவுகளின் பெருக்கல் பலன், சோடியம் பைகார்பனேட்டின் கரைதிறன் பெருக்கத்தை விட அதிகமாக இருப்பதால், சோடியம் பைகார்பனேட் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கின்றது.

(c) உப்பைக் கரைத்துச் சவர்க்காரத்தை வெளியேற்றல் (Salting out of soap)

சவர்க்காரம் (Soap) என்பது சோடியம் ஸ்டீயரேட் என்ற உப்பாகும். இதைத் தாவர எண்ணெய்களுடன் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைக் கலந்து தயாரிக்கின்றனர். சவர்க்காரம் பெரும்பாலும் வீழ்படிவாகப் படிகின்றது. கரைசலில் கரைந்துள்ள சவர்க்காரத்தையும் வீழ்படிவாக அடையும் பொருட்டுக் கரைசலுடன் சோடியம் குளோரைடு (Common salt) உப்பைக் கலக்கின்றனர். உப்பு, கரைசலில் கரைந்து, சோடியம் அயனிகளின் செறிவை அதிகப் படுத்தி, ஸ்டீயரேட் அயனிகள் முற்றிலும், சவர்க்கார வீழ்படிவாகக் கீழேபடியும்படிச் செய்கின்றது.

(d) பண்பறி பகுப்பில் (Qualitive analysis) கரைதிறன் பெருக்கத்தின் பயன்

உப்புக்களிலுள்ள உலோக உறுப்பைக் கண்டுபிடிக்கப் பண்பறி பகுப்பைக் கையாள்கிறோம். இம் முறையில் உலோக உறுப்புக்களின் தன்மைகளுக்கேற்ப அவை பல தொகுதிகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன.

இரண்டாவது தொகுதியில் சில உலோகங்களை அவற்றின் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகவும், நான்காவது தொகுதியில் வேறு சில உலோகங்களை அவற்றின் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகவும் பெறுகின்றோம்.

இரண்டாவது தொகுதியில் அடங்கியுள்ள உலோக சல்ஃபைடு உப்புக்களின் கரைதிறன் பெருக்கங்கள் (S) குறைவாக உள்ளன. நான்காவது தொகுதியில் அடங்கியுள்ள உலோக சல்ஃபைடு உப்புக்களின் கரைதிறன் பெருக்கங்கள் (S) அதிகமாக உள்ளன.

இரண்டாவது தொகுதி

HgS ....$S = 3 \times 10^{-54}$

$Cu\,S$ ....$S = 3 \times 10^{-42}$

$Cd\,S$..............$S = 4 \times 10^{-29}$

நான்காவது தொகுதி

CoS ....$S = 3 \times 10^{-25}$

ZnS..............$S = 1 \times 10^{-23}$

NiS..............$S = 1 \times 10^{-21}$

MnS....... ......$S = 1{\cdot}5 \times 10^{-15}$

இரண்டாவது தொகுதி உலோக சல்ஃபைடுகளை வீழ்படிவாகப்பெற நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும், ஹைட்ரஜன் சல்பைடு வாயுவும், தொகுதி வினைப் பொருள்களாக உபயோகப் படுத்துகிறோம்.

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$
$$H_2S \rightleftharpoons 2H^+ + S^{--}$$

கரைசலில் H^+ அயனிகள் (அமிலம் இருப்பதன் காரணத்தால்) அதிகமாக இருப்பதால், சல்ஃபைடு அயனிகளின் செறிவு மிகவும் குறைக்கப்படுகிறது. குறைந்த கரைதிறன் பெருக்கங்களையுடைய இரண்டாவது தொகுதி உலோக சல்ஃபைடுகள் மட்டுமே இப்பொழுது வீழ்படிவாகப் படிகின்றன.

நான்காவது தொகுதி உலோக சல்ஃபைடுகளை வீழ்படிவாகப் பெற அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவையும் தொகுதி வினைப் பொருள்களாக உபயோகப்படுத்துகிறோம்.

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$
$$H_2S \rightleftharpoons 2H^+ + S^{--}$$

அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடிலிருந்து விடுபடும் ஹைட்ராக்ஸைடு அயனி, ஹைட்ரஜன் அயனியுடன் கூடி நீராக மாறி விடுகின்றது.

$$OH^- + H^+ \rightleftharpoons H_2O$$

இதனுல் ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவு மிகவும் குறைகின்றது. இந்தக் குறைவை ஈடுபடுத்த ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு மூலக்கூறுகள் பெரிதும் பிரிகை அடைந்து அதிக அளவில் சல்ஃபைடு அயனிகளைத் தருகின்றன. சல்ஃபைடு அயனிகளின் செறிவு அதிகமாவதால், கரைதிறன் பெருக்கங்கள் அதிக மதிப்புள்ள நான்காம் தொகுதி உலோக சல்ஃபைடுகள் வீழ்படிவாகப் படிகின்றன.

மூன்ரும் தொகுதி வினை பொருள்களாக அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலையும், அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் உபயோகப்படுத்துகிரேம்.

$$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

கலவையில் அம்மோனியம் அயனிகள் அதிக செறிவிலிருப்பதால் ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளின் செறிவு மிகவும் குறைகின்றது.

மூன்ரும் தொகுதி உலோக ஹைட்ராக்சைடுகள்

$Fe(OH)_3$ .... $S = 1\times10^{-38}$

$Al(OH)_3$ .... $S = 1\times10^{-33}$

$Cr(OH)_3$ . . . . $S = 1\times10^{-30}$

இதர உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகள்

$Zn(OH)_2$ ... . $S = 1\times10^{-17}$

$Co(OH)_2$ .... $S = 2\times10^{-16}$

$Mn(OH)_2$ .... $S = 1\times10^{-14}$

$Ni(OH)_2$ .... $S = 1\times10^{-14}$

$Mg(OH)_2$ .... $S = 6\times10^{-12}$

$Ca(OH)_2$ .... $S = 8\times10^{-8}$

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள அட்டவணைகளில் கண்டபடி மூன்ரும் தொகுதியிலுள்ள உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகளின் கரைதிறன் பெருக்கங்கள் மிகக்குறைவாக உள்ளன. ஆகையால் கலவையில் ஹைட்ராக்ஸைடின் செறிவு மிகக் குறைவாக இருந்தாலும்

இவைகள் வீழ்படிவாகப் படிகின்றன. இதர உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகளின் கரைதிறன் பெருக்கங்களின் மதிப்பு அதிகமாக விருப்பதால் இவைகள் மூன்றும் தொகுதியில் வீழ்படிவாகப் படிவதில்லை.

இத்தத்துவத்தைப் பயன்படுத்தி பொட்டாசியம் குரோமேட்டை நிறங்காட்டியாக, வெள்ளி நைட்ரேட்—குளோரைடு தரம் பார்க்கும் வினையில் உபயோகப்படுத்துகின்றனர்.

13. ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவு
(Hydrogen ion concentration)

[நீரின் அயனிப்பெருக்கம் — தாங்கல் கரைசல்—தாங்கல் கரைசலின் இயங்கு முறை—தாங்கல் கரைசலின் pHன் மதிப்பைக் கணக்கிடல் — அமிலம்-காரம், நிறங்காட்டிகள் — தரம் பார்க்கும் வினைகளில் நிறங்காட்டிகளைத் தேர்ந்தெடுத்தல் — நிறங்காட்டிகளைப் பற்றிய கொள்கை — pHன் மதிப்பைக் கண்டறிதல்— தொழிற்றுறையில் pHன் மதிப்பைக் கட்டுப்படுத்தல்.]

நீரின் அயனிப்பெருக்கம்

நீர் ஒரு மின் அரிதில் கடத்தியாக இருக்கின்றது. ஆன போதிலும் மிகச்சிறிய அளவு மின் கடத்தப்படுவதால் அதில் ஒரு சில அயனிகளாவது இருக்கவேண்டு மென்றாகிறது. நீரை ஒரு குறையளவு அயனிப் பகுளி (Weak electrolyte) யாகக் கொள்ள லாம். அர்ரீனியஸின் கொள்கையின்படி நீரை, பிரிகையடையா நீர் மூலக்கூறுகள், ஹைட்ரஜன் அயனிகள், ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகள் இவற்றின் கலவையாகக் கொள்ளவேண்டும். இக் கலவை ஓர் இயங்குச் சமநிலையில் உள்ளதாகையால் கீழ்க்காணும் சமன்பாட்டால் நீரின் நிலையைக் குறிக்கலாம்.

$$H_2O \rightleftharpoons H+ \ + \ OH-$$

இந்த இயங்குச் சமநிலையில், நிறைதாக்க விதியின்படி

$$K = \frac{[H+]\ [OH-]}{[H_2O]}$$

K என்பது நீரின் பிரிகை மாறிலியாகும்.

நீர் ஒரு குறையளவு அயனிப் பகுளிப் பொருளாகக் கருதப்படுவதால் ஹைட்ரஜன், ஹைட்ராக்ஸைடு, அயனிகளின் செறிவுகள் மிகக் குறைவாக இருக்கும். பிரிகையடையாத மூலக்கூறுகளின் செறிவு ஒரு மாறிலியாகவும் அமையும்.

$$K = \frac{[H+]\ [OH-]}{[H_2O]}$$

$$[H+]\ [OH-] = K\,[H_2O]$$

$[H_2O]$ ஒரு மாறிலியாகையால்

$$[H+]\ [OH-] = Kw$$

Kw என்ற மாறிலி நீரின் அயனிப் பெருக்கம் என்று அழைக்கப்படுகிறது.

'நீரில் அல்லது நீர்க் கரைசலில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு, ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளின் செறிவு இவற்றின் பெருக்கல் பலனுக்கு நீரின் அயனிப் பெருக்கம் என்று பெயர்.'

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் நீரின் அயனிப் பெருக்கம் ஒரு மாறிலியாகும். 25°C வெப்ப நிலையில் இந்த மாறிலியின் மதிப்பு 1×10^{-14}.

நீரின் ஒரு மூலக்கூறு பிரிகையடையும் பொழுது ஒரு ஹைட்ரஜன் அயனியையும், ஒரு ஹைட்ராக்சைடு அயனியையும் தருவதால், சுத்தமான நீரில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவும், ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளின் செறிவும் சமமாக இருத்தல் வேண்டும். இவ்விரு அயனிகளின் செறிவுகளின் பெருக்கல் பலன், 25°C வெப்பநிலையில் 1×10^{-14} ஆகையால் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவைக் கணக்கிடலாம்.

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$[H+] = [OH-]$$

$$[H+]\ [OH-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H+] = 1 \times 10^{-7}$$

$$[OH-] = 1 \times 10^{-7}$$

ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு 1×10^{-7} ஆக இருந்தால் நீர் நடு நிலையாக உள்ளதென்றும், அதற்கு மேலிருந்தால் அமிலமென்றும், குறைவாக இருந்தால் காரம் என்றும் கூறுகின்றோம்.

ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவை 1×10^{-1} லிருந்து 1×10^{-14} வரையிலும் குறிப்பிடுவதைவிட மிகவும் எளிய முறையான *pH* அலகுகளில் கணக்கிடும் வழி முறையை முதன் முதலாக சாரன்சன் (Sorenson) என்ற விஞ்ஞானி வெளியிட்டார். இம் முறைப்படி 'ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவினுடைய (கிராம் அயனி/லிட்டர்) 10ஐ அடிப்படையாகக் கொண்ட மடக்கையின் எதிர்மறை எண் *pH* எனப்படும்.'

$$pH = -\log 10\,[H+]$$

மாதிரிக் கணக்கு (1)

ஓர் அமிலக்கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு 0·005 கிராம் அயனிகள்/லிட்டர் என்றால் அந்தக் கரைசலின் *pH* மதிப்பைக் கணக்கிடுக.

$$pH = -\log\,[H+]$$

$$[H+] = 0{\cdot}005 \text{ கிராம் அயனி/லிட்டர்}$$

$$\therefore pH = -\log\,[0{\cdot}005]$$

$$= -[\bar{3}{\cdot}699]$$

$$= -[-2{\cdot}301]$$

$$= \mathbf{2{\cdot}301}$$

மாதிரிக் கணக்கு (2)

ஓர் அமிலக் கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு 2×10^{-6} கிராம் அயனிகள்/லிட்டர் ஆக இருப்பின் அக்கரைசலின் *pH* மதிப்பு என்ன?

$$pH = -\log 2 \times 10^{-6}$$

$$= -\log 2 + \log 10^{-6}$$

$$= -[0{\cdot}3016 + \bar{6}]$$

$$= -[5{\cdot}699]$$

$$= \mathbf{5{\cdot}699}$$

மாதிரிக் கணக்கு (3)

ஒரு கரைசலின் *pH*ன் அளவு 0·4 என இருந்தால், அக்கரைசலில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவைக் கணக்கிடுக.

$$pH = -\log[H+]$$
$$0{\cdot}4 = -\log[H+]$$
$$\log[H] = -0{\cdot}4$$
$$= -1 + 0{\cdot}6$$

$[H+] = \bar{1}$ எதிர்மடக்கை $\times$ 0·6-ன் எதிர்மடக்கை

$\bar{1}$ எதிர் மடக்கை $= 10^{-1}$

0·6 எதிர் மடக்கை $= 3{\cdot}98$

∴ $[H+] = \mathbf{3{\cdot}981 \times 10^{-1}}$ கிராம் அயனிகள்/லிட்டர்

மாதிரிக் கணக்கு (4)

ஒரு காரத்தின் *pH* மதிப்பு 9 என்றால் அதன் ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளின் செறிவைக் கணக்கிடுக.

$$pH = -\log[H+]$$
$$9 = -\log[H+]$$
$$[H+] = 10^{-9}$$
$$[H+][OH-] = 10^{-14}$$
$$\therefore [OH-] = 10^{-5}$$

ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளின் செறிவு $\Big\} = \mathbf{1 \times 10^{-5}}$ **கிராம்/லிட்டர்**

மாதிரிக் கணக்கு (5)

0·5*N* செறிவுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் *pH* மதிப்பைக் காண்க.

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் சமான எடை எண்ணும், மூலக்கூறெடை எண்ணும் சமம்.

∴ $0{\cdot}5\ N = 0{\cdot}5$ மோல்/லிட்டர்

$= 5 \times 10^{-1}$ மோல்/லிட்டர்

$$NaOH \rightleftharpoons Na+ + OH-$$

∴ $[OH-] = 5 \times 10^{-1}$ மோல்/லிட்டர்

$$[H+][OH-] = 1 \times 10^{-14}$$
$$[H+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-1}}$$

$$= 0{\cdot}2 \times 10^{-13}$$
$$= 2 \times 10^{-14}$$
$$pH = -\log [2 \times 10^{-14}]$$
$$= -[0{\cdot}3 + (-14)]$$
$$= -[-14 + 0{\cdot}3]$$
$$= -[-13{\cdot}7]$$
$$= 13{\cdot}7$$

தாங்கல் கரைசல் (Buffer solution)

சுத்தமான வாலை வடிநீரின் pH மதிப்பு 7. இதனுடன் சிறிதளவு அமிலத்தைக் கலந்தால் pHன் மதிப்பு, குறைகின்றது. pHன் மதிப்பு 7க்குக் குறைவாக உள்ள கரைசல்களை அமிலத் தன்மை வாய்ந்தவை என்கிறோம். அதேபோல் நீருடன் சிறிதளவு காரத்தைக் கரைத்தால் அதன் pHன் மதிப்பு 7க்குமேல் அதிக மாகின்றது. இவ்வகைக் கரைசல்களைக் காரத்தன்மை வாய்ந்தவை என்கிறோம். ஒரு சில கரைசல்களுடன் சிறிதளவு அமிலத் தையோ, அல்லது காரத்தையோ கலந்தாலும் அவற்றின் pHன் மதிப்பு மாறாமலிக்கும். இவ்வகைக் கரைசல்கள் அமிலத்துவத் தையும், காரத்துவத்தையும், சேமித்து வைத்துள்ளவை யெனக் கருதலாம். சிறிது காரத்தை இக்கரைசலில் கலந்தால், கரைசலில் சேமித்து வைக்கப்பட்டுள்ள அமிலம் அதனுடன் வினைபுரிந்து காரத்தை நடுநிலையாக்குகின்றது. அது போலவே இக்கரை சலுடன் சிறிதளவு அமிலத்தைக் கலந்தால், கரைசலில் சேமித்து வைக்கப்பட்டுள்ள காரம், அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து, அமிலத்தை நடுநிலையாக்குகின்றது. இத்தகைய பண்புகளைப் பெற்றுள்ள கரைசல்கள், அமிலம், அல்லது காரம் கலப்பதனால் ஏற்படக்கூடிய pH மாற்றங்களை, எதிர்த்துத் தாங்கிக் கொள்ளும் சக்தியைப் பெற்றிருப்பதால், தாங்கல் கரைசல்கள் என்று அழைக்கப்படு கின்றன.

வீரியமற்ற அமிலத்துடன், அதனுடைய உப்புக் கரைசலைக் கலந்து தாங்கல் கரைசலைப் பெறலாம். அசிட்டிக் அமிலத்துடன், சோடியம் அசிட்டேட் உப்பின் கரைசலைக் கலப்பதால் ஒரு தாங்கல் கரைசல் கிடைக்கின்றது. இதேபோல் வீரியமற்ற காரத்துடன் அதன் உப்புக்கரைசலைக் கலப்பதாலும் தாங்கல் கரைசல் கிடைக்கும். அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் அம்மோனியம் குளோரைடு உப்புக்கரைசலைக் கலப்பதன் மூலம் தாங்கல் கரைசல் கிடைக்கின்றது.

தாங்கல் கரைசலின் இயங்குமுறை
(Mechanism of buffer solution)

அசிட்டிக் அமிலமும், சோடியம் அசிட்டேட்டும் கலந்துள்ள கரைசலை எடுத்துக்கொள்வோம். அசிட்டிக் அமிலம் ஒரு வீரிய மற்ற அமிலம். அதனால் அதன் பிரிகை வீதம் மிகக் குறைவாக இருக்கும். பெரும்பாலான மூலக்கூறுகள் பிரிகை அடையாமல் கலவையில் எண்ணற்ற அசிட்டிக் அமில மூலக்கூறுகள் சேமிப்பாக உள்ளன.

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$K = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$$

$[CH_3COOH]$ன் செறிவு ஏறத்தாழ ஆரம்ப நிலையில் அசிட்டிக் அமிலம் இருந்த செறிவாகவே யிருக்கும்.

சோடியம் அசிட்டேட் ஒரு வீரிய காரமும், அமிலமும் சேர்ந்து உண்டான உப்பாகையால் அநேகமாக முழுவதும் பிரிகையடைந்து சோடியம் அயனிகளாகவும், அசிட்டேட் அயனிகளாகவும் இருக்கும்.

$$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

எனவே கரைசலில் CH_3COOH மூலக்கூறுகளும், CH_3COO^- அயனிகளும், எண்ணற்ற அளவில் உள்ளன. கலவையில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு, ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளின் செறிவைவிட அதிகமாக இருக்குமாதலால், கலவையின் pHன் மதிப்பு அமிலம் பக்கமாக (7க்குக் குறைவாகவே) யிருக்கும்.

இக்கலவையுடன் ஒரு துளி வீரிய அமிலத்தைக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். அமிலம் கலப்பதால் கலவையில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு அதிகமாகும். கலவையில் அதிக அளவிலுள்ள அசிட்டேட் அயனிகள், புதிதாகச் சேர்க்கப்பட்ட ஹைட்ரஜன் அயனிகளுடன் கூடி பிரிகையடையா அசிட்டிக் அமில மூலக்கூறுகளாக மாறும். இதனால் அமிலத்தைக் கலப்பதால் ஏற்படக்கூடிய pHன் மதிப்பு மாற்றம், தவிர்க்கப்படுகிறது.

$$H^+ + CH_3COO^- \rightarrow CH_3COOH$$

கலவையுடன் சிறிதளவு வீரிய காரத்தைக் கலப்பதாகக் கொள் வோம். காரம் கலப்பதால் ஹைட்ராக்சைடு அயனிகள் கலவை யிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிகளுடன் கூடி, பிரிகையடையாத நீர் மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன. இதனால் கலவையில் ஹைட் ரஜன் அயனிகளின் செறிவு குறையக்கூடும். கலவையிலுள்ள பிரிகையடையாத சில அசிட்டிக் அமில மூலக்கூறுகள் பிரிகை யடைந்து ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு குறைவதைத் தவிர்க் கின்றது. இக்காரணத்தால் கலவையின் *pH*ன் மதிப்பு மாறு வதில்லை.

$$OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$$

$$CH_3COOH \rightarrow CH_3COO^- + H^+$$

அம்மோனியம் குளோரைடும், அம்மோனியம் ஹைட்ராக் சைடும் கலந்துள்ள கரைசல் ஒரு தாங்கல் கரைசலாகும். அம்மோனியம் குளோரைடு உப்பு முற்றிலும் பிரிகையடைந்து எண்ணற்ற அம்மோனியம் அயனிகளையும், குளோரைடு அயனி களையும் கொடுக்கும். அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஓரளவு பிரிகையடைந்து அம்மோனியம் அயனிகளையும், ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளையும் கொடுக்கும்.

$$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

கலவையில் எண்ணற்ற அம்மோனியம் குளோரைடு அயனி களும், குறிப்பிட்ட செறிவு ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளும், எண்ணற்ற பிரிகையடையாத அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு மூலக்கூறுகளும் இருக்கின்றன. இதன் காரணமாகக் கலவையில் *pH*ன் மதிப்பு 7க்கு அதிகமாக (காரத்தின் பக்கத்தில்) இருக்கும்.

இக்கலவையில் சிறிது வீரிய அமிலத்தைக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். அமிலத்திலிருந்து பிரிகையடைந்துள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிகளுடன், கலவையிலுள்ள ஹைட்ராக்சைடு அயனிகள் கூடி பிரிகையடைய முடியாத நீர் மூலக்கூறுகள் உண்டாகும். வினைபுரிந்த ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளின் செறிவை ஈடு செய்யும் வகையில் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு மூலக்கூறுகள் பிரிகை யடையும். ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளின் செறிவு ஆரம்ப நிலைக்குத் திரும்பவும் வருவதால், அமிலம் கலப்பதால் ஏற்படவேண்டிய *pH*ன் மாறுதல் ஏற்படுவதில்லை.

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$
$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

கலவையில் சிறிது வீரிய காரம் சேர்க்கப்படுவதாகக் கொள்வோம். காரத்திலிருந்து விடுபட்ட ஹைட்ராக்சைடு அயனிகள், அம்மோனியம் அயனிகளுடன் கூடி, பிரிகை யடையாத அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன. இதனால் ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளின் செறிவு மாறுவதில்லை. எனவே கலவையில் *pH*ன் மதிப்பும் மாறுவதில்லை.

$$OH^- + NH_4 \rightarrow NH_4OH$$

சில தாங்கல் கரைசகளில் *pH*ன் மதிப்பு

கலவை	*pH*ன் அளவெல்லை
(1) அசிட்டிக் அமிலம் + சோடியம் அசிட்டேட்	4 — 5
(2) சிட்ரிக் அமிலம் + டை சோடியம் சிட்ரேட்	5 — 6
(3) பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் + டை சோடியம் பாஸ்ஃபேட்	6 — 7
(4) போரிக் அமிலம் + போராக்ஸ்	7 — 8

தாங்கல் கரைசலின், pH மதிப்பைக் கணக்கிடல்

HA என்ற பொதுவான வாய்பாடு உள்ள வீரியமற்ற அமிலத்தை எடுத்துக் கொள்வோம்.

இயங்குச் சமநிலையில்

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

நிறைதாக்க விதிப்படி

$$K = \frac{[H^+]\,[A^-]}{[HA]}$$

$$[H+] = \frac{K\,[HA]}{[A-]}$$

HA என்பது, வீரியமற்ற அமிலமாகையால் அது மிகச் சிறிதளவே பிரிகை அடைந்ததாகக் கொள்ளலாம். ஆரம்பத்தில் எடுத்துக்கொண்ட அமிலத்தின் செறிவும், இயங்குச் சமநிலையில் அமிலத்தின் செறிவும் சமமாயிருக்கும்.

$$[\text{அமிலம்}] = [HA]$$

அமிலக் கலரசலுடன், அதே அமிலத்தின் *MA* என்ற உப்புக் கரைசலைக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். உப்பு, முற்றிலும் பிரிகையடையும். $MA \rightarrow M+ \;+\; A-$.

எனவே ஆரம்பத்தில் எடுத்துக்கொண்ட உப்புக் கரைசலின் செறிவும் அதிலிருந்து கிடைக்கக்கூடிய அயனிகளின் செறிவும் சமமாக இருக்கும்.

$$[\text{உப்பு}] = [A-] = [\mathrm{M}+]$$

கலவையில் *A*− அயனிகள் அனேகமாக முற்றிலும் உப்பிலிருந்தே கிடைக்கப் பெறுவதால்

$$[A-] = [\text{உப்பு}]$$

[*HA*], [*A*−] இவற்றின் மதிப்புகளை (*a*) சமன்பாட்டில் பொருத்தினால்

$$[H+] = \frac{K\,[\text{அமிலம்}]}{[\text{உப்பு}]}$$

மாதிரிக் கணக்கு 1

0·02*N* அசிட்டிக் அமிலத்துடன் 0·2 மோலார் சோடியம் அசிட்டேட் கரைசலைக் கலப்பதால் உண்டாகும் கலவையின் *pH*ன் மதிப்பைக் கணக்கிடுக. அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி = $1{\cdot}8 \times 10^{-5}$.

$$[H+] = \frac{K\;[\text{அமிலம்}]}{[\text{உப்பு}]}$$

அசிட்டிக் அமிலத்தின் செறிவு = 0·02 *N*

= 0·02 மோலார்/லிட்டர்

உப்பின் செறிவு = 0·2 மோலார்/லிட்டர்

$$K = 1{\cdot}8 \times 10^{-5}$$

$$[H+] = 1{\cdot}8 \times 10^{-5} \times \frac{0{\cdot}02}{0{\cdot}2}$$

$$= 1{\cdot}8 \times 10^{-6}$$

$$pH = -\log 1{\cdot}8 \times 10^{-6}$$

$$= -[\log 1{\cdot}8 + \log 10^{-6}]$$

$$= -[0{\cdot}2553 + \bar{6}]$$

$$= -[-5{\cdot}7447]$$

$$= 5{\cdot}7$$

மாதிரிக் கணக்கு 2

அசிட்டிக் அமிலமும், $2{\cdot}3 \times 10^{-2} N$ செறிவுள்ள சோடியம் அசிட்டேட் உப்பின் கரைசலும் கலந்துள்ள கலவையில் pHன் மதிப்பு 3. அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி $1{\cdot}8 \times 10^{-5}$. என்றால், எடுத்துக்கொண்ட அசிட்டிக் அமிலத்தின் செறிவைக் காண்க.

$$pH = -\log [H]$$

$$3 = -\log [H]$$

$$[H+] = 10^{-3}$$

$$[H+] = \frac{K\,[\text{அமிலம்}]}{[\text{உப்பு}]}$$

$$[\text{உப்பு}] = 2{\cdot}3 \times 10^{-2} N$$

$$= 2{\cdot}3 \times 10^{-2} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

$$\therefore 1 \times 10^{-3} = 1{\cdot}8 \times 10^{-5} \frac{[\text{அமிலம்}]}{2{\cdot}3 \times 10^{-2}}$$

$$[\text{அமிலம்}] = 1{\cdot}277$$

$$= 1{\cdot}277 \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

அசிட்டிக் அமிலத்தின் செறிவு = **1·277** N.

உப்பின் செறிவும், அமிலத்தின் செறிவும் சமமாக இருப்பின் கலவையில் ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவும், அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலியின் மதிப்பும் சமமாக இருக்கும்.

$$[H+] = K\frac{[அமிலம்]}{[உப்பு]}$$

$$[உப்பு] = [அமிலம்]$$

$$∴ [H+] = K$$

இந்நிலையில்தான் இக்கலவையின் தாங்கல் செயல் மிகத்திறம் பட விளங்குகிறது. பொதுவாக $\frac{[அமிலம்]}{[உப்பு]}$ விகிதம், 10லிருந்து 0·1 வரையிருப்பின், தாங்கல் செயல் தடையின்றி நடைபெறும்.

மாதிரிக் கணக்கு

அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி = $1·8 \times 10^{-5}$. pHன் மதிப்பு 4 ஆக இருக்கவேண்டுமாயின் அந்த அசிட்டிக் அமிலத்தின் செறிவு என்ன? அதே pHல் ஒரு சிறப்பான தாங்கல் கரைசல் வேண்டுமாயின், எவ்வளவு செறிவுள்ள சோடியம் அசிட்டேட் கரைசலை அந்த அசிட்டிக் அமிலத்துடன் கலக்க வேண்டும்? அதே வெப்பநிலையில் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் பிரிகை மாறிலியும் $1·8 \times 10^{-5}$ ஆனால், அசிட்டிக் அமிலச் செறிவுள்ள அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின் pH மதிப்பு என்ன? அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை ஒரு சிறப்பான தாங்கல் கரைசலாக மாற்ற எந்த உப்பை எந்த செறிவில் கலக்க வேண்டும்?

அசிட்டிக் அமிலத்தின் $pH = 4$

$$pH = - log [H]$$

$$∴ [H+] = 10^{-4}$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$K = \frac{[CH_3 COO-] [H+]}{[CH_3 COOH]}$$

$$[CH_3 COO-] = [H+]$$

$$K = \frac{[H+]^2}{[CH_3 COOH]}$$

$$1·8 \times 10^{-5} = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{[CH_3 COOH]}$$

$$[CH_3 COOH] = \frac{1 \times 10^{-8}}{1·8 \times 10^{-5}}$$

$$= 5·555 \times 10^{-4} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

$$\text{சிறப்பான தாங்கல் கரைசலுக்கு} = \frac{[\text{அமிலம்}]}{[\text{உப்பு}]}$$

$$= 1 \text{ ஆகையால்}$$

சோடியம் அசிட்டேட்டின் செறிவு

$$= 5{\cdot}555 \times 10^{-4} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

$$NH_4OH \rightleftharpoons [NH_4]\,[OH]$$

$$K = \frac{[NH_4]\,[OH]}{[NH_4\,OH]}$$

$$[NH_4\,OH] = 5{\cdot}555 \times 10^{-4}$$

$$[NH_4+] = [OH-]$$

$$1{\cdot}8 \times 10^{-5} = \frac{[OH-]^2}{[NH_4\,OH]}$$

$$1{\cdot}8 \times 10^{-5} = \frac{[OH-]^2}{5{\cdot}555 \times 10^{-4}}$$

$$[OH-]^2 = [1{\cdot}8 \times 10^{-5}]\,[5{\cdot}555 \times 10^{-4}]$$

$$[OH-]^2 = 1 \times 10^{-8}$$

$$[OH-] = 10^{-4}$$

$$[H+]\,[OH-] = 10^{-14}$$

$$\therefore\ [H+] = \frac{10^{-14}}{10^{-4}}$$

$$= 10^{-10}$$

$$pH = -\log\,[H+]$$

$$= 10$$

$5{\cdot}5 \times 10^{-4}$ மோலார்/லிட்டர் செறிவுள்ள அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் $5{\cdot}5 \times 10^{-4}$ மோலார் செறிவுள்ள அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலைக் கலந்தால் *pH*ன் மதிப்பு 10 உள்ள ஒரு சிறப்பான தாங்கல் கரைசல் கிடைக்கும்.

அமிலம் — காரம், நிறங்காட்டிகள்
(Acid - Base, indicators)

சில அணுவுக் கரிமப் பொருள்கள், தாங்கள் இருக்கும் சூழ்நிலையின் *pH*ன் மதிப்புக்கேற்ப நிறங்களை மாற்றிக் கொள்ளும் பண்பைப் பெற்றுள்ளன. இவ்வகைப் பொருள்களுக்கு அமிலம்-காரம் நிறங்காட்டிகள் என்று பெயர். இந்த நிறங்காட்டிகளின்

நிறம் ஒரு குறிப்பிட்ட *pH*ன் மதிப்பில் மாறக்கூடியவை. சில நிறங்காட்டிகளின் நிற மாறுதல்கள் கீழேயுள்ள அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

நிறங்காட்டி	நிறம் மாறும் *pH*ன் அளவெல்லை	அமிலத்தில் நிறம்	காரத்தில் நிறம்
லிட்மஸ்	6 — 8	சிவப்பு	நீலம்
மீத்தைல் ஆரஞ்சு	3 — 4·5	இளஞ் சிவப்பு	மஞ்சள்
பினோஃப்தலின்	8 — 10	நிறமற்றது	இளஞ்சிவப்பு

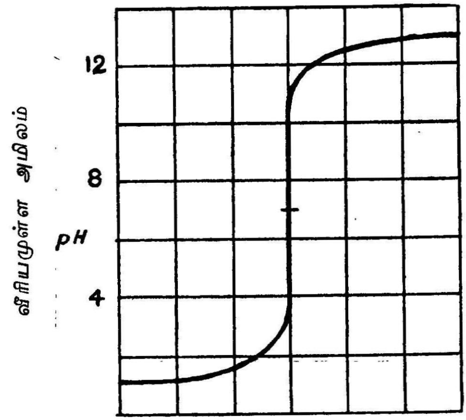
இயற்கையில் கிடைக்கும், மண், நீர் இவற்றின் *pH*ன் மதிப்பை எளிதில் காணவும், சோதனைச் சாலைகளில் தரம் பார்க்கும் வினைகளிலும் வெகுவாக நிறங்காட்டிகள் உபயோகப்படுகின்றன.

தரம் பார்க்கும் வினைகளில் நிறங்காட்டிகளைத் தேர்ந்தெடுத்தல் (Choice of indicators in titrations)

தரம் பார்க்கும் வினையில் அமிலக் கரைசலைச் சிறிது சிறிதாகக் காரக் கரைசலுடன் கலக்கும்பொழுது கலவையில் *pH*ன் மதிப்பு மாறிக்கொண்டே வருகின்றது. வினை முடிவில் கலவையில் *pH*ன் மதிப்பு திடீரென மாறும். இந்த மாற்றம் எந்த *pH*ன் அளவெல்லையில் **(Range)** மாறுமென்பது, அமிலம், காரம் இவற்றின் தன்மைகளைப் பொருத்திருக்கும். ஒரு நடுநிலையாக்க வினையில் எந்த *pH*ன் அளவெல்லையில் வினை முடிவு ஏற்படுகிறதோ, அதே *pH*ன் அளவெல்லையில் நிறம் மாறக்கூடிய நிறங்காட்டியைப் பயன்படுத்தவேண்டும்.

வீரியமுள்ள அமிலத்தைக்கொண்டு, வீரியமுள்ள காரத்தை தரம் பார்க்கும் சோதனையில், வினைமுடியும் தருணத்தில் *pH*ன் மதிப்பு 4லிருந்து 10க்குத் திடீரென்று மாறுகின்றது. எனவே *pH*, 4 முதல் 10க் குள்ளாக நிறம் மாறக்கூடிய எந்த நிறங்காட்டியையும் இந்த வினையில் பயன் படுத்தலாம்.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசலுடன் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் வினைபுரியும் நடுநிலையாக்கல் வினையை இதற்கு எடுத்துக்காட்டாகக் கூறலாம். நடுநிலையடைந்த நிலையில், அமிலம், முற்றிலும், காரத்தால் முறிவு அடைந்து, உப்பும் நீரும்



படம் 73

உண்டாகின்றன. இந்த உப்பு, வீரியமுள்ள காரத்திலிருந்தும், வீரியமுள்ள அமிலத்திலிருந்தும் கிடைப்பதால் நீரால் சிதைவு ஏற்படுவதில்லை.

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

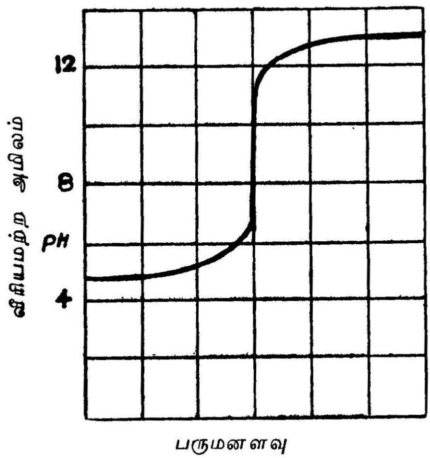
$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

வீரியமுள்ள காரமும், வீரியமற்ற அமிலமும் வினை புரிந்தால், வினை முடியும் தருணத்தில் pHன் மதிப்பு 7·5 லிருந்து 11க்கு மாறுகின்றது. பினுஃப்தலினின் நிறம் மாறும் எல்லை, pHன் மதிப்பு 8 லிருந்து 10 வரை உள்ளதால், இதையே, இவ்வகை தரம் பார்க்கும் சோதனையில் உபயோகப்படுத்த வேண்டும்.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன், ஆக்சாலிக் அமிலம் வினை புரிந்து, நடுநிலையாக்குதலை இவ்வினைக்கு எடுத்துக் காட்டாகக் கூறலாம். நடுநிலை யடைந்த நிலையில் உண்டாகும் உப்பு, சோடியம் ஆக்ஸலேட் ஆகும். இது வீரியமுள்ள காரமும்,

வீரியமற்ற அமிலமும் சேர்ந்து கிடைப்பதாகும். இந்த உப்பு எளிதில் நீரால் சிதைவு ஏற்பட்டு, எளிதில் பிரிகையடையாத



படம் 74

ஆக்ஸாலிக் அமில மூலக்கூறுகளையும், ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளையும் கொடுக்கின்றது. இதனால் சமான அளவுகளுள்ள வீரியமற்ற அமிலமும், வீரியமுள்ள காரமும் சேர்ந்து கொடுக்கும் நடுநிலைக் கரைசல் காரத்துவமுள்ளதாயிருக்கின்றது.

$$CH_3\,COOH + NaOH \rightarrow CH_3\,COONa + H_2O$$

$$CH_3\,COONa \rightarrow CH_3\,COO^- + Na^+$$

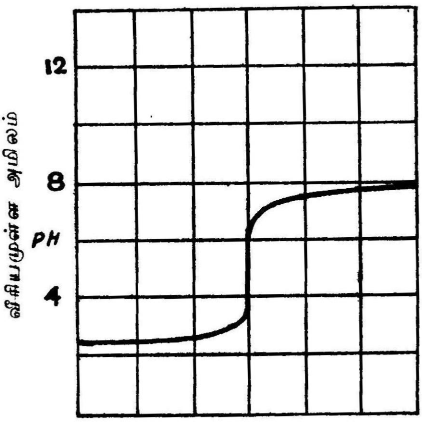
$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$CH_3COO^- + H^+ \rightleftharpoons CH_3COOH$$

வீரியமுள்ள அமிலமும், வீரியமற்ற காரமும், வினைபுரிந்தால் நடுநிலையாகும் தருணத்தில் pHன் மதிப்பு 3·5 லிருந்து 6·5 க்குத் திடீரென மாறுகின்றது. மித்தைல் ஆரஞ்சின் நிறம் மாறும் எல்லை 3 லிருந்து 4·5 ஆக இருப்பதால் இந்த நிறங்காட்டியையே இவ்வகைத் தரம் பார்த்தல் வினையில் உபயோகிக்க வேண்டும்.

இவ்வகை தரம் பார்த்தல் வினைக்கு ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலக் கரைசலுடன் சோடியம் கார்பனேட் கரைசல் வினைபுரிவதை எடுத்துக்காட்டாக கொள்ளலாம். நடுநிலையடைந்த நிலையில்

சோடியம் குளோரைடு உப்பும், கார்பானிக் அமிலமும் உண்டாகும். சோடியம் குளோரைடு முழுவதும் அயனிகளாகப்



வீரியமற்ற காரம்

படம் 75.

பிரிகையடையும். கார்பானிக் அமிலம் சிறிதளவு பிரிகை யடைந்து கலவை அமிலத்துவத்தன்மை இருக்கும்படிச் செய்கின்றது.

$$2\,HCl + Na_2\,CO_3 \rightarrow 2\,NaCl + H_2\,CO_3$$

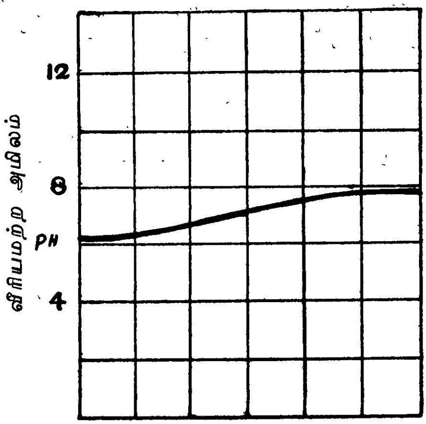
$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

$$H_2\,CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{--}$$

வீரியமற்ற அமிலத்தையும், வீரியமற்ற காரத்தையும் வினை புரியச் செய்தால், நடுநிலையாகும் நிலையில் கரைசலின் pHன் மதிப்பு ஒரே சீராக மாறும்.

எந்த ஒரு நிறங்காட்டியும் இவ்வகை மாறுதலை எளிதில் எடுத்துக் காட்டாது. எனவே வீரியமற்ற அமிலத்துடன் வீரிய மற்ற காரத்தை, நிறங்காட்டிகளை உபயோகப்படுத்தித் தரம் பார்த்தல் முடிவதில்லை.



வீரியமற்ற காரம்
படம் 76

தரம் பார்க்கும் வினையில் உபயோகப்படுத்தப்படும் கார, அமிலத் தன்மைகள்	நடுநிலையில் pHன் மதிப்பு எல்லை	உபயோகப் படுத்த வேண்டிய நிறங்காட்டி
(1) வீரியமற்ற காரம் + வீரியமுள்ள அமிலம்.	3—4·5	மீத்தைல் ஆரஞ்சு
(2) வீரியமற்ற அமிலம் + வீரியமுள்ள காரம்.	7·5—11	பினாஃப்தலின்
(3) வீரியமுள்ள அமிலம் + வீரியமுள்ள காரம்.	4—10	மீத்தைல் ஆரஞ்சு அல்லது பினாஃப்தலின்
(4) வீரியமற்ற அமிலம் + வீரியமற்ற காரம்.	— எவ்வித நிறங்காட்டியும் பயன் படாது	—

நிறங்காட்டிகளைப் பற்றிய கொள்கை
(Theory of indicators)

அமில—கார, தரம் பார்க்கும் வினைகளில் உபயோகப்படுத்தப் படும் நிறங்காட்டிகள் யாவும் குறையளவு அயனி பகுளிப் (Weak

electrolytes) பொருள்களாக இருக்கின்றன. இவைகளின் மூலக் கூறுகள் நிறமற்றவை. பிரிகை யடைந்து ஏற்படும் அயனிகளில் நேர் அயனி அல்லது எதிர் அயனி ஒரு குறிப்பிட்ட நிறத்தைப் பெற்றுள்ளதாயிருக்கும்.

பினோஃப்தலின் ஒரு வீரியமற்ற அமிலம். இதன் மூலக்கூறுகளை *HPH* என்ற வாய்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

HPH மூலக்கூறுகள் நிறமற்றவைகளாகவும், *PH* அயனிகள் இளஞ்சிவப்பு நிறமாகவும் உள்ளன. இது வீரியமற்ற அமில மாகையால் இதன் கரைசல்களில் *PH* அயனிகள் மிகக் குறை வாகவே யிருக்கும்.

$$HPH \rightleftharpoons H^+ + PH^-$$

(நிறமற்றது) (இளஞ்சிவப்பு)

அமிலத்தில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு அதிகமாக இருக்கின்றது. பினோஃப்தலினை அமிலத்துடன் கலக்கும்பொழுது, பொது அயனியின் விளைவால், அதன் பிரிகை மேலும் குறைக்கப் படுகிறது. எனவே அமிலச் சூழ்நிலையில் பினோஃப்தலின் நிறமற்ற தாயுள்ளது, தரம் பார்த்தல் வினையில், அமிலம் முறிவடையும் பொழுது, ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு குறைகின்றது. இந்தச் சூழ்நிலையில் பினோஃப்தலின் எளிதில் பிரிகையடைந்து இளஞ்சிவப்பு நிறமுள்ள நேர் அயனிகளைக் கொடுக்கின்றது. இக் காரணம் பற்றியே, பினோஃப்தலின், காரக் கரைசலில் இளஞ் சிவப்பு நிறமாக உள்ளது.

மீத்தைல் ஆரஞ்சு நிறங்காட்டியை ஒரு வீரியமற்ற காரமாகக் கருதவேண்டும். இதன் மூலக்கூறுகள் மஞ்சள் நிற முள்ளவை களாகவும், எதிர் அயனிகள் இளஞ்சிவப்பு நிறமாகவுமுள்ளன. ***MeOH*** என்ற வாய்பாடு மீத்தைல் ஆரஞ்சு மூலக்கூறுகளைக் குறிப் பிடுவதாகக் கொள்வோம்.

$$MeOH \rightleftharpoons Me^+ + OH^-$$

(மஞ்சள்) (இளஞ்சிவப்பு நிறம்)

அமிலச் சூழ்நிலையில், ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளின் செறிவு மிகவும் குறைக்கப்படுகின்றது. மஞ்சள் நிறமுள்ள மீத்தைல் ஆரஞ்சு மூலக்கூறுகள், எளிதில் பிரிகையடைந்து இளஞ் சிவப்பு நிறமுள்ள எதிர் அயனிகளைத் தருகின்றன. எனவே கலவை

இளஞ்சிவப்பு நிறத்தைப் பெறுகின்றது. தரம் பார்த்தல் வினையில் அமிலம் முறிக்கப் பெற்று காரம் அதிகமாகும் நிலையில் ஹைட்ராக் ஸைடு அயனிகளின் செறிவு அதிகமாகின்றது, பொது அயனி யின் விளைவால் மீத்தைல் ஆரஞ்சின் பிரிகை பெரிதும் குறைக்கப் படுகின்றது. மீத்தைல் ஆரஞ்சின் இளஞ்சிவப்பு நிறமுள்ள எதிர் அயனிகள் ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளுடன் கூடி மஞ்சள் நிறமுள்ள மூலக்கூறுகளைத் தருகின்றன. எனவே காரச்சூழ் நிலையில் இதன் நிறம் மஞ்சளாக மாறுகின்றது.

*pH*ன் மதிப்பைக் கண்டறிதல்

நிறங்காட்டியின் உதவியால் *pH*ன் மதிப்பை அளத்தல்

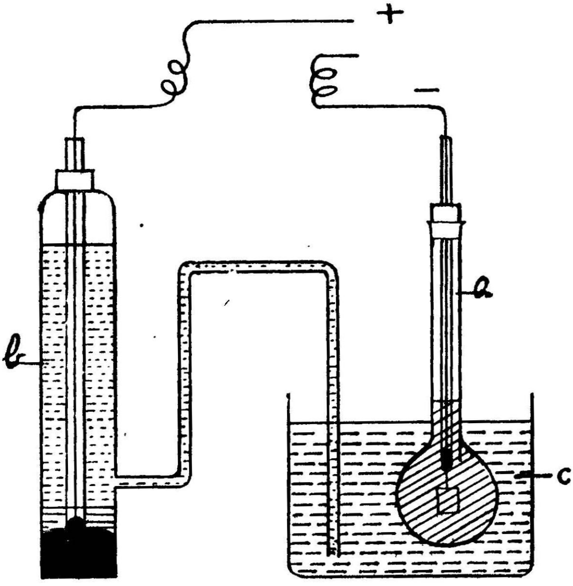
pH, 0 முதல் 14 வரையுள்ள பல்வேறு தாங்கல் கரைசல்களைத் தயார் செய்து கொள்ளவேண்டும். தகுந்த அமிலம், அல்லது காரத்துடன் அதனுடைய உப்பைக் கலப்பதன் மூலம், *pH*ன் மதிப்பில் 0·1 அளவு வேற்றுமையுள்ள பல தாங்கல் கரைசல் களைத் தயார் செய்ய முடியும். பலவித நிறங்காட்டிகளைத் தகுந்த விகிதத்தில் கலந்து வெவ்வேறு *pH*ன் மதிப்புகளில் வெவ்வேறு நிறங்களைக் கொடுக்கக்கூடிய ஒரு பொது நிறங்காட்டி (Universal Indicator) யொன்றை தயாரித்துள்ளனர்.

பலவித *pH*ன் மதிப்புள்ள தாங்கல் கரைசல்களை வெவ்வேறு சோதனைக் குழலில் 10 க.செ.மீ. பருமனளவு எடுத்துக்கொண்டு ஒவ்வொரு குழலிலும் ஒரு துளி பொது நிறங்காட்டியை ஊற்றிக் கலக்கவேண்டும். *pH* மதிப்புகளுக்கேற்ப தாங்கல் கரைசல்களின் நிறங்கள், வெவ்வேறாக மாறுகின்றன. எந்த கரைசலின் *pH*ன் மதிப்பைக் கண்டறிய வேண்டுமோ அதையும் 10 க,செ.மீ. பரும னளவு ஒரு சோதனைக் குழலில் எடுத்துக்கொண்டு, பொது நிறங் காட்டியிலிருந்து ஒரு துளியை அதில் ஊற்றிக் கலக்கவும். கரை சலின் *pH* மதிப்புக்கேற்ப அதன் நிறம் மாறும். இந்த நிறத்தை *pH*ன் மதிப்புகள் தெரிந்த தாங்கல் கரைசல்களுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்க்கவேண்டும். எந்த தாங்கல் கரைசலின் நிறம், எடுத்துக் கொண்ட கரைசலின் நிறத்துடன் ஒத்துள்ளதென்பதைக் காண வேண்டும். அந்த தாங்கல் கரைசலின் *pH*ன் மதிப்பும், எடுத்துக் கொண்ட கரைசலின் *pH* மதிப்பும் சமமாயிருக்கும். இம்முறை யில் பயன்படுத்தப்படும் பல *pH* மதிப்புள்ள தாங்கல் கரைசல் களுக்குப் பதிலாகப் பொது நிறங்காட்டிகளை தயாரிப்பவர்கள், அந்த நிறங்காட்டி, மாறும் நிறங்களைப் பல வர்ண அட்டைகள் மூலமாகவும், அல்லது பலவர்ண கண்ணாடிகள் மூலமாகவும்,

குறிக்கின்றனர். இவற்றை பயன் படுத்தியும் எளிதில் கரைசலின் நிறத்தை ஒப்பிட்டுப் பார்க்க முடியும்.

மின் அழுத்த முறை

இம் முறையில், எந்தக் கரைசலின் *pH*ன் மதிப்பைக் காண வேண்டுமோ அதை ஒரு முகவையில் எடுத்துக்கொண்டு அதில் ஒரு கண்ணாடியின் மின்முனையைப் (Glass electrode) பொருத்த வேண்டும். கண்ணாடித் தகடு கரைசலைத் தொட்டுக் கொண்டிருத்தலால் கண்ணாடியின் பரப்பிற்கும், கரைசலுக்குமிடையில் மின்னழுத்த வேறுபாடு ஏற்படுகின்றது. இந்த மின் அழுத்தத்தின் மதிப்பு, கரைசலிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவைப் பொருத்ததாயிருக்கும்.



a. கண்ணாடி மின்முனை
b. காலமல் மின்முனை
c. *pH*ன் மதிப்பைக் காணவேண்டிய கரைசல்
படம் 77.

ஒரு காலமல் மின்முனையின் (Calomel electrode) பக்கக் குழாயைப் படத்தில் காட்டியவாறு முகவையிலுள்ள கரைசலிலிருக்கும்படி அமைக்க வேண்டும். காலமல் மின்முனை, கண்ணாடி

மின்முனை இரண்டும் சேர்ந்து ஒரு மின்கலம் ஆகின்றது. இந்த மின் கலத்தின் மின்முனை அழுத்தத்தைத் தகுந்த முறையில் சோதனை செய்து அளக்கவேண்டும்.

கலாமல் மின்முனை, கண்ணாடி மின்முனை இவைகளின் மின் அழுத்தங்களின் எண்ணியல் வேறுபாடு (Algebraic difference) இந்த மின்கலத்தின் மின் அழுத்தமாக அமையும். காலமல் மின் முனையின் மின் அழுத்தம் தெரியுமாதலால் கண்ணாடி மின் முனையின் மின் அழுத்தத்தைக் கணக்கிடலாம். இதிலிருந்து குவளையிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவைக் கணக் கிடலாம்.

pH, 1 முதல் 9 வரையிலுள்ள எவ்வகைக் கரைசல்களுக்கும், இம் முறையைப் பயன்படுத்தி *pH*ன் மதிப்பைக் கண்டறியலாம்.

கண்ணாடி மின்முனைக்குப் பதிலாக, ஹைட்ரஜன் மின்முனை, (Hydrogen electrode) குவின்ஹைட்ரோன் மின்முனை, (Quinhydrone electrode) முதலியவற்றையும் உபயோகப் படுத்தி ஒரு கரைசலின் *pH* மதிப்பைக் காணலாம். ஆனால் கண்ணாடி மின்முனை எளிதில் ஓர் இடத்திலிருந்து மற்றோர் இடத்துக்கு எடுத்துச் செல்லக்கூடியதாலும், எளிதில் அமைக்கக் கூடுமாத லாலும் இதையே *pH*ன் மதிப்பைக் கணக்கிடப் பயன்படுத்து கிறோம். கரைசலின் *pH* மதிப்பு 9க்கு மேலிருப்பின், தகுந்த கண்ணாடியை எடுத்துக்கொண்டு கண்ணாடி மின்முனையை அமைக்க வேண்டும்.

தொழிற்துறையில் *pH*ன் மதிப்பைக் கட்டுப்படுத்தல்
(*pH* Control in industrial operations)

பலவித தொழிற்சாலைகளில் உபயோகப்படுத்தும் நீர் அல்லது கரைசல்களின் *pH* மதிப்புகளை அறியவும், கட்டுப் படுத்தவும் அவசியமாகின்றது. சில வினைகள் குறிப்பிட்ட *pH* மதிப்பில் தான் சுலபமாக நிகழ்கின்றன. என்ஸைம் (Enzymes) என்றழைக்கப்படும் ஒரு வகை வினைவேக மாற்றிகள் குறிப்பிட்ட *pH* மதிப்புள்ள சூழ்நிலையில்தான் திறம்பட வேலை செய்கின்றன. பழங்களைப் பதமிடுதல், நொதித்தல் முறையில் ஆல்கஹால் தயாரித்தல், உணவுப் பண்டங்களைப் பதப்படுத்துதல் முதலிய பலவகை தொழில்களில் உபயோகப்படுத்தும் நீரின் *pH*ன் மதிப்பை ஒரு குறிப்பிட்ட அளவில் கட்டுப்படுத்த வேண்டி யுள்ளது.

தொழிற்துறையில் கொதிகலத்திற்கு உபயோகப்படும் நீரின் *pH* மதிப்பு 10 முதல் 11 வரையில் இருந்தால் கொதிகலத்தின் உள் பாகத்தை அரிமானத்திலிருந்து தடுக்க முடியும். நீரில் கரைந்துள்ள சில வேண்டாத பொருள்களை வீழ்படிவாக்கும், சுண்ணும்பு - ஸோடா (**Lime Soda process**) முறையில், நீரின் *pH* மதிப்பு 10·8 ஆக இருக்கவேண்டும், நீரிலிருக்கும் கூழ்ப் பொருள்களைத் திரிதல் செய்வதற்கு உகந்த *pH*, 4·5 லிருந்து 6·5 ஆகும். நீரிலுள்ள நோய்க் கிருமிகளை அழிக்கக் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தும் பொழுது *pH*ன் மதிப்பு 7·5 ஆக இருத்தல் வேண்டும். இவ்வாறே, சர்க்கரை செய்யும் தொழில், மின் முலாம் பூசும் தொழில், பேப்பர் செய்யும் தொழில் இவற்றில் பயன்படும் நீர்களின் *pH* மதிப்பை அறிந்து, கட்டுப்படுத்திஞல், சிறந்த பலன்களைப் பெறலாம்.

14. வினைவேகமாற்றம்
(Catalysis)

[வேகமாற்றம் — வேகமாற்றிகள் — எதிர்வினை வேகமாற்றி — வினைவேகமாற்றியின் இயல்புகள் — வினைவேகமாற்றத்தின் கோட்பாடுகள் — இடைச்சேர்ம கோட்பாடு — பரப்புக் கவர்ச்சி கோட்பாடு — ஒரு படித்தான வேகமாற்றி — பலபடித்தான வேகமாற்றி — தூண்டிகள் — வினைவேகமாற்றியின் நச்சு — சுயவேகமாற்றி — என்சைம்கள் — தொழிற்துறையில் வேகமாற்றியின் உபயோகங்கள்.]

வேதி வினை நிகழும்போது, வினையின் வேகம், வெப்பநிலை, அழுத்தம், வினைபடு பொருள்களின் செறிவு முதலியவற்றைப் பெரும்பாலும் பொருத்து இருக்கும். சிற்சில சமயங்களில் வேறு ஒரு பொருள் வினை நிகழும் இடத்தில் இருப்பதன் காரணமாக வினையின் வேகம் மாற்றப்படலாம். ' வேதி வினையில் நேரடியாக ஈடுபடாமல் வினையின் வேகத்தை மட்டும் மாற்றும் பொருளுக்கு வினைவேகமாற்றி (Catalyst) என்று பெயர்.

வினைவேகமாற்றி பொதுவாக வினையின் வேகத்தை அதிகரிக்கச் செய்யும். சோதனைச்சாலையில் ஆக்ஸிஜன் தயாரிக்கும் முறையை எடுத்துக்கொள்வோம். பொட்டாசியம் குளோரேட் என்ற பொருளுடன், மாங்கனீச டை ஆக்சைடு என்ற பொருளை 5 : 1 என்ற விகிதத்தில் கலந்து சிறிதளவு சூடுபடுத்தினால் ஆக்சிஜன் கிடைக்கின்றது.

$$2\,KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{MnO_2} 2\,KCl + 3\,O_2\uparrow$$

மாங்கனீச டை ஆக்சைடு எவ்வித வேதி மாற்றமும் அடைவதில்லை. பொட்டாசியம் குளோரேட்டை மட்டும் சூடு படுத்தினாலும், அதிக வெப்ப நிலையில், மெதுவாகச் சிதைவு அடைந்து ஆக்சிஜனை வெளிவிடுகிறது. மாங்கனிச டை ஆக்சைடை 'நேர் வினை வேக மாற்றி' (Positive catalyst) அல்லது, 'வினைவேக மாற்றி' (Catalyst) என்கின்றோம். இப்படிப்பட்ட வினைக்கு 'வினைவேகமாற்றம்' (Catalysis) என்று பெயர்.

சில சமயங்களில் வினைமாற்றி, வினையின் வேகத்தை எதிர் முடுக்கம் (Retardation) செய்யலாம். ஹைட்ரஜன் பர் ஆக்சைடு கரைசல் எளிதில் சிதைவு அடையக் கூடிய பொருளாகும்.

$$2\,H_2O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + O_2\uparrow$$

ஹைட்ரஜன் பர் ஆக்சைடு கரைசலில் சிறிதளவு நீர்த்த அமிலம் சேர்க்கப்படுமானால் அதனுடைய சிதைவு வேகம் வெகுவாகக் குறைக்கப்படுகின்றது. இவ்விதம் வேகத்தை எதிர்முடுக்கம் செய்யும் பொருள்களை 'எதிர் வினைவேகமாற்றி' (Nagative catalyst) என்கிறோம்.

வினைவேகமாற்றியின் இயல்புகள்

1. 'வினைவேகமாற்றி நேரிடையாக வேதி மாற்றத்தில் கலந்து கொள்வதில்லை.' தொடக்கத்தில் எடுத்துக்கொண்ட வினைமாற்றியின் எடையும், வினை முடிந்தவுடன் காணப்படும் வினை மாற்றியின் எடையும் சமமாக இருக்கும். வினைமாற்றியின் வேதியத் தன்மை மாறுவதில்லை. ஆனால் வினைமாற்றியின் பௌதிகத் தன்மையில் மாறுதல்கள் ஏற்படலாம். ஆக்சிஜன் தயாரிக்க உபயோகப்படும் வினைமாற்றியான மாங்கனீச டை ஆக்சைடு முதலில் பெரிய படிகங்களாக இருந்தால் இறுதியில் அது நுண் துகள்களாக மாறுகிறது. அம்மோனியா வாயுவை நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாற்றம் செய்யும் வினையில், பிளாட்டின உலோகம் வினைவேகமாற்றியாக பயன்படுகிறது. இந்தப் பிளாட்டின உலோகம் முதலில் வழுவழுப்பான பரப்பாக இருந்தால் வினை நிகழ்ந்த பிறகு சொர சொரப்பான பரப்பாக மாறிவிடுகிறது.

2. 'வினைமாற்றி சிறிய அளவிலேயே தேவைப்படுகின்றது.' வினைமாற்றி வேதி வினையில் பங்கு கொள்வது இல்லையாதலால் சிறிதளவே போதும் என்பது எளிதில் புலனாகின்றது. ஆனால் பல வினைகளில் வினைமாற்றி செயல்படும் வேகம் அதனுடைய அளவையும் ஓரளவு பொறுத்துள்ளது என்பதையும் ஒத்துக்கொள்ள வேண்டும்.

3. 'வினைமாற்றி எந்த வேதி வினையையும் தொடக்கம் செய்வதில்லை.' சில வேதி வினைகள் மிக மிகத் தாமதமாக நிகழ்வதால் வினை மாற்றம் ஏற்படாததுபோல் தோன்றும். வினைமாற்றி, வினையின் வேகத்தை வெகுவாக முடுக்குவதால் வினைகள் தொடக்கம் அடைவது போலவும் தோன்றும். அம்மோனியாவும், ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் முற்றிலும் உலர்ந்து இருந்தால் அவைகள் கூடி அம்மோனியம் குளோரைடு உண்டாகும் வேகம் மிகக் குறைவாக உள்ளது. சிறிதளவு ஈரப்பசை இருந்தால் கூடுதல் வினையின் வேகம் மிக அதிகமாக உள்ளது. ஈரப் பசை, கூடுதல் வினையைத் தொடக்கியது போலத் தோன்றினாலும் உண்மையில் கூடுதல் நிகழ்ச்சி, புலப்படாத அளவுக்கு மிகக் குறைவாக உள்ளது என்று கருத வேண்டும். ஆகவே மிகத் தாமதமாகச் செயல்பட்டுக் கொண்டிருக்கும் வினையின் வேகத்தை, வினைமாற்றி முடுக்குகின்றது என்பது தற்போது எல்லோராலும் ஒத்துக் கொள்ளப்பட்ட ஒரு கருத்தாகும்.

4. **'வினைமாற்றி, வினையின் சமநிலை அமைப்பை மாற்றுவதில்லை.'** வினைமாற்றி இருந்தாலும் இல்லாவிட்டாலும் வினையினால் விளையும் பொருள்கள் எந்த அளவில் உண்டாகுமோ அதே அளவில் தான் வினைமாற்றியை உபயோகப்படுத்தும் போதும் ஏற்படும். வினைமாற்றி, நேர் வினை, (Forward reaction) எதிர் வினை (Backward reaction) இரண்டையும் ஒரே விகிதத்தில் முடுக்குவதால் வினை, சம நிலையை எளிதில் அடைகின்றது. ஆல்கஹாலும், கரிம அமிலமும், நேர் வினையைப் புரியும்போது எஸ்டரும் நீரும் உண்டாகின்றன. எதிர் வினையில் எஸ்டரும் நீரும் வினைபுரிந்து ஆல்கஹாலும், கரிம அமிலமும் உண்டாகின்றன.

$$\text{ஆல்கஹால்} + \text{கரிம அமிலம்} \rightleftharpoons \text{எஸ்டர்} + \text{நீர்}$$

இவ்விரு வினைகளும் நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் முன்னிலையில் முடுக்கப்பட்டு வெகு எளிதில் சம நிலையை அடைகின்றன. வினையின் முடிவில் விளைபடு பொருள்களின் அளவுகள் வினைவேகமாற்றியால் மாறுதல் அடைவதில்லை.

5. 'வேகமாற்றி ஒரு குறிப்பிட்ட வினைக்கு மட்டும் வேக மாற்றியாக அமைகின்றது. மாங்கனீச டை ஆக்சைட், பொட்டாசியம் குளோரேட்டை, சிதைவு படுத்துவதில் மட்டும் வேகமாற்றியாக பயன்படுகின்றது. இதற்கு வேகமாற்றியின் 'தனித்

தன்மை' என்று கூறலாம். இதே காரணத்தால் வேகமாற்றியை மாற்றும்போது வினை பொருள்கள் மாறுவதையும் காணலாம். எடுத்துக்காட்டாக ஈத்தைல் ஆல்கஹாலின் ஆவி, அலுமினிய ஆக்சைடின் முன்னிலையில் எத்திலின் வாயுவாக மாறுகின்றது.

$$C_2H_5OH \xrightarrow[\Delta]{Al_2O_3} C_2H_4 + H_2O$$

ஆனால் ஈத்தைல் ஆல்கஹாலின் வாயு துத்தநாக ஆக்சைடு முன்னிலையில் அசிட்டால்டிஹைடாக மாறுகின்றது.

$$C_2H_5OH \xrightarrow[\Delta]{ZnO} CH_3CHO + H_2$$

இம்மாதிரியான தனித்தன்மை, முக்கியமாக நொதிகள் **(Enzymes)** எனப்படும் கரிம வினைமாற்றிகளிடம் சிறப்பாகக் காணப்படுகின்றது. சுக்குரோஸ் என்னும் சர்க்கரைப் பொருளும், நீரும், இன்வர்டேஸ் என்னும் நொதிப் பொருளின் முன்னிலையில், குளுகோஸ், ஃப்புரக்டோஸ் ஆகிய பொருள்களாக மாற்றம் அடைகின்றன. இன்வர்டேஸ், இதைத் தவிர மற்ற மாற்றங்களுக்கு வினைமாற்றியாக அமைவது கிடையாது.

வினைவேகமாற்றத்தின் கோட்பாடுகள்

பல வினைகளில், பலவிதமான வினைவேகமாற்றிகள் உபயோகப் படுத்தப்படுகின்றன. வினைமாற்றியின் செயலை, சில தத்துவ கோட்பாடுகளால் விவரிக்க முடியும். பல தத்துவ கோட்பாடுகள் வெளிவந்த போதிலும் எல்லோராலும் ஒத்துக்கொள்ளப் பட்டவை இரண்டு கோட்பாடுகளே. அவைகளாவன:-(1) இடைச்சேர்ம கோட்பாடு ; (2) பரப்புக் கவர்ச்சி கோட்பாடு.

இடைச்சேர்ம கோட்பாடு
(Intermediate compound theory)

இக்கோட்பாட்டின்படி வேகமாற்றி முதலில் வினைபடு பொருள்களுடன் ஒன்றுகூடி ஒரு இடைச்சேர்மம் உண்டாகின்றது. இந்த இடைச்சேர்மம், நிலையில்லாத் தன்மையாக உள்ளது. இக்காரணத்தினால், இடைச்சேர்மம் வெகு எளிதில் சிதைவு அடைகின்றது. அப்படிச் சிதைவு அடையும்போது வினை பொருளும், வேகமாற்றியும் உண்டாகின்றன.

A என்றபொருள் *B* என்ற வினை மாற்றியுடன் கூடி *AB* என்ற நிலையில்லாத ஓர் இடைச்சேர்மம் உண்டாகிறது. இந்தச் சேர்மம் உடன்சிதைவுற்று *C* என்ற வினைபொருள் ஏற்பட்டு *B* திரும்பவும் விடுபடுகின்றது.

$$A + B \rightarrow [AB] \rightarrow B + C$$

இக் கோட்பாட்டுக்கு எடுத்துக் காட்டாகப் பல வினைகளைக் கூறமுடியும். மாங்கனீச டை ஆக்சைடும், பொட்டாசியம் குளோரேட்டும் சேர்ந்து கீழ்க்கண்ட பல மாறுதல்கள் அடைவதாக ஊகிக்கலாம்.

$$2MnO_2 + 2KClO_3 \rightarrow 2KMnO_4 + Cl_2 + O_2 \uparrow$$
$$2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \uparrow$$
$$K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow 2\,KCl + MnO_2 + O_2 \uparrow$$

$$2\,KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{2MnO_2} 2\,KCl + 3O_2 \uparrow$$

வேகமாற்றியாக உபயோகப்படுத்திய மாங்கனீச டை ஆக்சைடு சில பௌதிக மாறுதல் அடைவதும், இம்முறையில் சேகரிக்கப்பட்ட ஆக்சிஜனில் மிகச்சிறிய அளவு குளோரின் வாயு தென்படுவதும், இந்தக் கோட்பாடு ஓரளவு உண்மையென்று தெளிவு படுத்துகின்றது.

காரீய அறை முறையில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரிப்பதில் நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகள் வேக மாற்றியாகப் பயன்படுகின்றன.

$$2SO_2 + O_2 + NO + NO_2 + H_2O \rightarrow 2H(NO)SO_4$$
$$2H(NO)SO_4 + H_2O \rightarrow 2H_2SO_4 + NO + NO_2$$

$$2SO_2 + O_2 + 2H^2O \xrightarrow{NO + NO_2} 2H_2SO_4$$

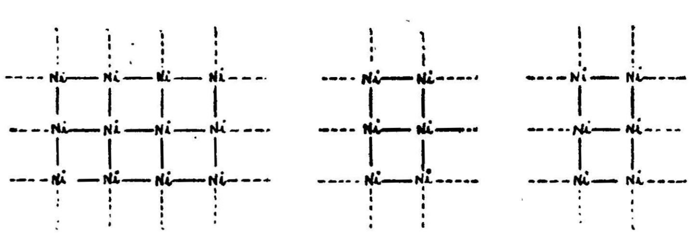
நிலையிலாச் சேர்மமான நைட்ரசோசல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சிற்சில சமயங்களில் ஈய அறையில் படிகங்களாக தென்படுகின்றன. மேலும் சோதனைச் சாலையில் மேற்கண்ட முறையை விவரிக்கும் சோதனையில் மேற்படி படிவம் உண்டாவது இடைச்

சேர்மக் கொள்கையை உறுதிப் படுத்துகின்றது. ஆனால் எல்லா விதமான மாற்றங்களுக்கும் இந்தக் கோட்பாடு பொருந்துவதில்லை. பல்வேறு வினைகளுக்குப் பல அனுமானச் சேர்மங்கள் (**Hypothetical compounds**) கொடுக்கப்படுகின்றன. ஆனால் அவையாவும் அப்படியே ஒத்துக்கொள்ளக் கூடியதாக இல்லை.

பரப்புக் கவர்ச்சி கோட்பாடு

உலோகங்கள் வினைவேகமாற்றியாகப் பயன்படும்போது இக் கோட்பாட்டின்படி நடைபெறுகின்றது, என்பதை எளிதில் விளக்கலாம்.

நிக்கல் உலோகத்தை எடுத்துக் காட்டாக எடுத்துக் கொள்வோம். ஓர் உலோகத் துண்டில் பல அணுக்கள் உள்ளன. இந்த அணுக்கள் அனைத்தும் ஒன்றுக்கொன்று உலோகப் பிணைப்பால், பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. உலோகத்தின் உள் பக்கத்தில் அமைந்துள்ள அணுக்களின் இணைதிறன் யாவும் சமன்பட்டு விடுகின்றன. ஆனால் வெளிப்பரப்பிலுள்ள அணுக்களின் இணைதிறன் முற்றிலும் சமன் அடைவதில்லை. இந்தச் சமனடையா இணைதிறன் பிணைப்புகள் பிற பொருள்களைக் கவரக்கூடிய தன்மையைப் பெறுகின்றன,



— சமன்பட்ட உலோக இணைப்புகள்

... சமன்படா இணைதிறன் பிணைப்புகள்.

படம் 78.

இக்கூற்றை உண்மையெனக் கொண்டால் ஓர் உலோகத் துண்டை தூள் செய்வதன் மூலம், பிற பொருள்களைக் கவரும் சக்தியை அதிகப்படுத்தமுடியும். உலோகத் தகட்டைக் காட்டிலும் உலோகத் தூள்கள் இக்காரணம் பற்றியே சிறந்த வினைமாற்றி யாக அமைகின்றன.

உலோகப் பொருள்களின் அருகில் வரும் மூலக்கூறுகள், உலோகத்தின் மேற்பரப்பிலுள்ள சமன் அடையா இணைதிறன் களால் ஈர்க்கப்படுகின்றன. ஆகவே ஈர்க்கப்பட்ட மூலக்கூறு களின் செறிவு அதிகமாகின்றது.

வேதி வினையின் வேகம், வினை பொருள்களின் செறிவைப் பொருத்துள்ளதால் வினையின் வேகம் வெகுவாக முடுக்கப்படு கிறது. வினை முடிந்தவுடன் வினையில் உண்டாகும் பொருள்கள் உலோகத்தின் மேற்பரப்பிலிருந்து விடுபட்டு வெளியேறி விடுகின்றன. மீண்டும் உலோகத்தின் மேற்பரப்பில் வினைபடு பொருள்களின் புதிய மூலக்கூறுகள் ஈர்க்கப்படுகின்றன. இவ் விதம் வேதி வினை தொடர்ந்து நடைபெறுகின்றது.

உலோக வெளிப்புரப்பின் எல்லா இடங்களிலும், ஒரே சீரான வினைவேகமாற்றம் ஏற்படுவதில்லை. பரப்பில் சில இடங்களில் மட்டும் வினை செயல்படுகின்றது. இம்மாதிரியான இடங்களைக் 'கிளர்வு பெற்ற மையங்கள்' **(Activated centres)** என்று அழைக் கின்றோம். ஒரு பொருளில் கிளர்வு பெற்ற மையங்கள் அதிக மாக இருந்தால், அப்பொருள் சிறந்த வினைமாற்றியாகத் திகழ் கின்றது.

நிக்கல், செம்பு போன்ற உலோகங்கள், ஹைட்ரஜன் வாயுவை வலிமையுடன் ஈர்க்கும் சக்தியுடையவைகளாக உள்ளன. கவரப் பட்ட ஹைட்ரஜன் வாயுவின் செறிவு அதிகமாகி வெகு எளிதில் ஹைட்ரஜனேற்றம் **(Hydrogenation)** போன்ற வினையேற்பட ஏதுவாகின்றது. இக்காரணம் பற்றியே, தாவர எண்ணெய்களில் ஹைட்ரஜனேற்றம் செய்ய நிக்கல் துகள்களை வினைமாற்றியாக உபயோகப்படுத்துகின்றனர்.

பரப்புக் கவர்ச்சி கோட்பாடு, பல சேர்மங்கள் எவ்வாறு வினை மாற்றியாக திகழ்கின்றன என்பதனை விளக்கவும் பயன்படுகிறது. அலுமினிய ஆக்சைடு (Al_2O_3) என்ற சேர்மம் நீராவியை புறப்பரப்பில் கவரக்கூடிய தன்மை வாய்ந்தது. இக் காரணம் பற்றி அலுமினிய ஆக்சைடு நீர் கக்கும் **(Dehydration)** வினைகளுக்கு வினைமாற்றியாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. ஈத்தைல் ஆல்கஹாலின் ஆவியை அலுமினிய ஆக்சைடு மீது செலுத்திஞல் எத்திலீன் வாயு கிடைக்கின்றது.

$$C_2H_5OH \xrightarrow{Al_2O_3} C_2H_4 + H_2O$$

துத்தநாக ஆக்சைடு, ஹைட்ரஜன் வாயுவை வேதி முறையில் புறப் பரப்பில் கவரும் தன்மையுடையது. ஈத்தல் ஆல்கஹால் ஆவியைத் துத்தநாக ஆக்சைடு மீது செலுத்தினுல், அசிட்டால்டிஹைடு என்ற பொருள் கிடைக்கின்றது.

$$C_2H_5OH \xrightarrow{ZnO} CH_3CHO + H_2$$

வினைவேகமாற்றிகளை இருபெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். அவைகளாவன (I) ஒரு படித்தான வினைவேகமாற்றி (II) பல படித்தான வினைவேகமாற்றி.

ஒரு படித்தான வினைவேகமாற்றி

வினைபடு பொருள்களும், வினைமாற்றியும், ஒரே நிலைமை (Phase)யாக இருந்தால் அந்த வினைமாற்றிக்கு ஒரு படித்தான வினைவேகமாற்றி என்றும், அந்த வினைக்கு 'ஒரு படித்தான வினைவேகமாற்றம்' என்றும் பெயர். வினைபடு பொருள்களும், வினைமாற்றியும் வாயுக்களாக இருப்பின் அந்த வினை ஒரு படித்தான வினையாகத்தான் இருக்கும். சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரிக்கும் காரீய அறை முறையில் நைட்ரிக் ஆக்சைடுகள் ஒரு படித்தான வேகமாற்றிகளாக அமைகின்றன.

$$2\,SO_2 + O_2 \xrightarrow{NO + NO_2} 2SO_3$$

பல கரைசல்களில் அமிலங்களும், காரங்களும் ஒரு படித்தான வேகமாற்றிகளாக இயங்குகின்றன.

$$\underset{\text{(சுக்ரோஸ்)}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \xrightarrow{H^+} \underset{\text{குளுகோஸ்}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{ஃபரக்டோஸ்}}{C_6H_{12}O_6}$$

$$\text{ஆல்கஹால்} + \text{கரிம அமிலம்} \overset{H^+}{\rightleftharpoons} \text{எஸ்டர்} + \text{நீர்}$$

அமிலங்களும், காரங்களும் முறையே புரோட்டானைக் கொடுத்தல், கொள்ளல் தன்மைகளைப் பெற்றுள்ளன. புரோட்டான் கொடுத்தல், கொள்ளல் இவற்ருல் பாதிக்கப்படும் வினைகளெல்லாம் அமிலங்களாலும், காரங்களாலும் முடுக்கப்படுகின்றன. இவ்வினைகள் யாவும் ஒரு படித்தான வினைமாற்றங்களாக அமைகின்றன.

பல படித்தான வேகமாற்றி

வினைபடு பொருள்களும், வேகமாற்றியும், வெவ்வேறு நிலைமை (Phase) களாக இருப்பின், அந்த வேகமாற்றியைப் 'பலபடித்தான வினைவேகமாற்றி' யென்றும், (Hetrogeneous catalyst) அந்த வினைக்குப் 'பலபடித்தான வினைவேகமாற்றம்' என்றும் பெயர். திடப்பொருள்கள் வேகமாற்றியாக உள்ள எல்லா வேதி வினைகளும் இவற்றில் அடங்கும். அம்மோனியா வாயு தயாரிப்பில் நைட்ரஜனும், ஹைட்ரஜனும் திண்மப் பொருளான இரும்பின் முன்னிலையில் கூடுகை அடைகின்றன.

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow{Fe} 2NH_3$$

சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரிக்கும் ஒரு முறையான பரிச முறையில், பிளாட்டினம் தாங்கிய கல்நார் முன்னிலையில் சல்ஃபர் டை ஆக்சைடும், ஆக்சிஜனும் ஒன்றுகூடி சல்ஃபர் டிரை ஆக்சைடு உண்டாகின்றது.

$$2\,SO_2 + O_2 \xrightarrow{Pt} 2SO_3$$

ஆஸ்ட்வால்ட் முறையில் அம்மோனியா வாயு, பிளாட்டின உலோக முன்னிலையில் ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகின்றது.

$$4\,NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4\,NO + 6\,H_2O$$

மேற்கூறிய எல்லா மாறுதல்களிலும் வினைபடு பொருள் களின் மூலக்கூறுகள் திடப்பொருளின் புறப்பரப்பில் கவரப் படுகின்றன. அப்படிக் கவரப்பட்ட மூலக்கூறு ஒன்றின்மேல் ஒன்றாக இல்லாமல், ஒரே சீராக, ஒரு மூலக்கூறு கனத்தில் ஒட்டிக் கொள்கின்றன. வினையில் ஈடுபடும் மூலக்கூறுகள் அடுத்து அடுத்து இருந்தால், வினைபடு பொருள்களின் செறிவு அதிக மாகின்றது. வினை நிகழ்விக்க அந்த மூலக்கூறுகளுக்கு ஆற்றல் இருப்பின், வினைபுரிந்து ஒரு கிளர்வுற்ற நடுநிலைப்பொருள் உண்டாகின்றது. இப்படி உண்டான நடுநிலைப் பொருள் எளிதில் சிதைவு அடையக்கூடிய விளைபொருள்களைக் கொடுக்கின்றது. புதிதாக உண்டான மூலக்கூறுகள் புறப்பரப்பின் பிடியிலிருந்து விடுபடுகின்றன. இந்நிகழ்ச்சிகள் தொடர்ந்து நடைபெறும் பொழுது, மூலக்கூறுகள் புறப் பரப்பில் கவரப்படும் வேகமும், புதிதாக உண்டான மூலக்கூறுகள் விடுபட்டு வெளியாகும்

வேகமும், சமமாகின்றன. இவ்விதத் தொடர் நிகழ்ச்சி நிகழ்வதால் வினை, தொடர்ந்து முடுக்கப்பட்டு எவ்வித இடர்பாடுமின்றி, நடைபெறுகின்றது.

தூண்டிகள்

சில சமயங்களில் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட, வினைவேகமாற்றியின் கலவை, வினையை அதிக முடுக்கம் செய்கின்றது. துத்தநாக ஆக்சைடு, குரோமிய ஆக்சைடு கலவை முன்னிலையில் கார்பன் மானாக்சைடையும், ஹைட்ரஜனையும், கூடுகை செய்து மீத்தைல் ஆல்கஹால் பெறலாம்.

$$CO + 2H_2 \xrightarrow[Cr_2O_3]{ZnO} CH_3OH$$

இப்படிப்பட்ட கலவை 'வேகமாற்றிக் கலவை' (Mixed catalyst) என்று அழைக்கப்படும். தொழில் துறையில் பல வேகமாற்றிக் கலவைகள் உபயோகப்படுத்தப் படுகின்றன. வேக மாற்றும் தன்மை சிறிதும் இல்லாத பொருள்கள், சில சமயங்களில் வினைமாற்றியின் இயக்கத்தை அதிகப் படுத்தும். இப்படிப் பட்ட பொருள்கள் தூண்டிகள் (Promoters) என அழைக்கப்படுகின்றன. 'தூண்டிகள் வினைவேகமாற்றியின் வேகமாற்றிகள்' எனவும் கொள்ளலாம். நைட்ரஜனும், ஹைட்ரஜனும் இரும்பின் முன்னிலையில், வினைபுரிந்து அம்மோனியா வாயுவாக மாறுகின்றன. இம்முறையில் சிறிதளவு பொட்டாசியம் ஆக்சைடு, அலுமினிய ஆக்சைடு, கலவையை வினைமாற்றியான இரும்புடன் சேர்த்தால் வினையின் வேகம் மிக அதிகமாக முடுக்கப்படுகின்றது.

$$N_2H_3 + 3H_2 \xrightarrow[(K_2O+Al_2O_3)]{Fe} 2\,NH_3$$

தாவர எண்ணெய்களை ஹைட்ரஜனேற்றம் செய்யும் முறையில் நிக்கல் துகள்கள் வேகமாற்றியாகப் பயன்படுகின்றன. நிக்கல் துகள்களுடன் சிறிதளவு, செப்பு உலோகத் துகள்களைக் கலப்பதன் மூலம் நிக்கலின் வேகமாற்றும் தன்மை அதிகமாக்கப் படுகின்றது.

$$\text{தாவர எண்ணெய்} + \text{ஹைட்ரஜன்} \xrightarrow[(Cu)]{Ni} \text{தாவர நெய்}$$

தூண்டிகள், வினைவேகமாற்றியின் புறப்பரப்பிலுள்ள கிளர்வு பெற்ற மையங்களின் எண்ணிக்கை, அவைகளின் திறன், ஆகியவற்றை அதிகப்படுத்துகின்றன என ஊகிக்கப்படுகிறது.

வினைவேகமாற்றியின் நச்சு

வினைபடு பொருள்களில் சில நச்சுப் பொருள்கள் கலந்திருப்பின், அவை வினைவேகமாற்றியின் திறனை வெகுவாகக் குறைக்கின்றன. இப்படிப்பட்ட பொருள்களுக்கு 'வினைவேக மாற்றியின் நச்சுகள்' என்று பெயர்.

சல்ஃபர் டை ஆக்சைடும், ஆக்சிஜனும் பிளாட்டினப் பரப்பின் முன்னிலையில் சல்ஃபர் டிரை ஆக்சைடாக மாறுகின்றன. வினைபடு பொருள்களுடன் சிறிதளவு ஆர்சனிக் சேர்மங்கள் கலந்திருப்பின் பிளாட்டினப் பரப்பு, வேகமாற்றத் தன்மையை இழந்துவிடுகிறது. இக்காரணம் பற்றியே சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரிக்கும் மேற்படி முறையில் வினைபடு பொருள்கள் நன்கு சுத்தம் செய்யப்படுகின்றன.

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{Pt} 2SO_3$$

எத்திலீன் வாயுவும், ஹைட்ரஜனும், செம்பின் பரப்பில் எளிதில் கூடி ஈத்தேன் உண்டாகின்றது. வினைபடு பொருள்களுடன் சிறிதளவு பாதரச ஆவி கலந்திருப்பின் செப்புப் பரப்பின் வினைவேக மாற்றத் தன்மை மிகவும் குறைக்கப்படுகின்றது.

$$C_2H_4 + H_2 \xrightarrow{Cu} C_2H_6$$

நச்சுகளாக விளங்கும் பொருள்கள் வினைவேகமாற்றியின் கிளர்வுகொள் மையங்களால் கவரப்பட்டு, உறுதியாக ஒட்டிக் கொள்கின்றன. கிளர்வுகொள் மையங்கள் மொத்தப் பரப்பின் ஒரு சின்ன பின்னமாகையால். சிறிதளவு நச்சுப் பொருள் இருந்தாலும் எல்லாக் கிளர்வுகொள் மையங்களும், பாழடைந்து விடுகின்றன. இக்காரணம் பற்றியே வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் புறப்பரப்பில் ஓரளவு கவரப்பட்டாலும், அவை கிளர்வுகொள் மையங்களில் இல்லாததால் வினைமாற்றம் அடைவதில்லை. பொதுவாக உயிரினங்களுக்கு நச்சுகளாக இருக்கும் பல பொருள்கள் வேகமாற்றிகளுக்கும், நச்சுக்களாக இருக்கின்றன.

எடுத்துக் காட்டாக, ஆர்சனிக் ஆக்சைடு, ஹைட்ரஜன் சயனைடு, ஹைட்ரஜன் சல்பைடு முதலியவை குறிப்பிடத்தக்க நச்சுகளாக அமைகின்றன. இப்பொருள்களின் நச்சுக் குணம், அவை எளிதில் கிளர்வுகொள் மையங்களில் ஈர்க்கப்பட்டுச் சாதாரணமாக நிகழக் கூடிய மற்ற நிகழ்ச்சிகளை நடைபெறுமல் தடுப்பதே காரணமாகும்.

நச்சுகளை 'வேகமாற்றியின் எதிர் முடுக்க வேகமாற்றி' யென்றும் கூறலாம்.

நச்சுகளைப் பரிசோதனைச்சாலையிலும், தொழிற்சாலைகளிலும், ஒரு குறிப்பிட்ட வினையை உடன் நிறுத்துவதற்கு உபயோகிக்கிருர்கள்.

சில பொருள்கள் எதிர் முடுக்க வேகமாற்றிக்கும், நச்சுகளுக்கும் இடை நிலையில் உள்ளன. குளோரஃபாரம் என்னும் பொருள் எளிதில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து பாஸ்ஜீன் என்ற மிகக்கொடிய நச்சுப்பொருள் உண்டாகிறது. இம்மாற்றத்தைத் தடுக்க குளோரஃபாரத்துடன் சிறிதளவு ஆல்கஹால் கலக்கப் படுகிறது.

பென்சால்டிஹைடு வெகு எளிதில் ஆக்சிஜனுடன் கூடிப் பென்சாயிக் அமிலமாக மாறுகின்றது. இந்நிழ்ச்சியைத் தடுக்கச் சிறிதளவு ஹைட்ரோகுனேன் என்ற பொருள் சேர்க்கலாம்.

பெட்ரோலை எரிபொருளாக உபயோகப்படுத்தும் அகதகன என்ஜின்களில் (Internal combustion engine) 'இடித்தல்' (Knocking) சிற்சில சமயங்களில் உண்டாகின்றது. இதனைத் தடுக்க காரீய டெட்ரா ஈத்தைல் (Lead tetraethyl) என்னும் பொருள் பெட்ரோலுடன், சிறிதளவு கலக்கப்படுகின்றது. வினைகள் பொதுவாகச் சங்கிலித் தொடர் வினைகளாக (Chain reactions) இருக்கின்றன. வினைவேகமாற்றத்தைத் தடுக்கும் பொருள், இந்தச் சங்கிலித் தொடர் வினைகளை அறுத்து விடுவதால் தொடர்ந்து வினை எளிதில் நடப்பதில்லை என்று அறியலாம்.

சுயவேகமாற்றி (Auto-catalyst)

சில வினைகளில், உண்டாகும் விளை பொருள்களில் ஏதாவது ஒன்று அந்த வினைக்கு வினைவேகமாற்றியாக அமையுமானுல் அந்தப் பொருளைச் 'சுயவேகமாற்றி' என்று அழைக்கிருேம். பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசல், அமிலம் கலக்கப்பட்ட ஆக்சாலிக் அமிலத்துடன், வினைபுரியும்போது, மாங்கனீச

சல்ஃபேட், பொட்டாசியம் சல்ஃபேட், கார்பன் டை ஆக்சைடு, நீர் முதலியன உண்டாகின்றன.

$$2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 + 5\,H_2C_2O_4 \xrightarrow{80°C} K_2SO_4 + 2\,Mn\,SO_4 + 8\,H_2O + 10CO_2$$

இந்நிகழ்ச்சியில் உண்டாகும், மாங்கனீச சல்ஃபேட் மேற்படி வினையை முடுக்கம் செய்கின்றது. இக்காரணம் பற்றியே பர் மாங்கனேட் கரைசலை, சூடாக்கப்பட்ட (80°C) அமிலம் கலக்கப் பட்ட ஆக்சாலிக் அமிலத்தில் கலந்தவுடன், பர்மாங்கனேட்டின் நிறம் மாறுவதில்லை. சில வினாடிகளுக்குப்பின் (சிறிதளவு மாங்கனீச சல்ஃபேட் உண்டானவுடன்) வினை மிகுந்த வேகத்தில் நடைபெறுகின்றது. தொடர்ந்து பார்மாங்கனேட்டின் நிறம் நடுநிலை அடையும் வரையில் வினை வேகமாக நிகழ்கின்றது. இந் நிகழ்ச்சியில் மாங்கனீச சல்ஃபேட் சுயவேகமாற்றியாக அமை கின்றது என்பதைக் கீழ்க்கண்ட சோதனை மூலம் தெளிவு படுத்தலாம். பார்மாங்கனேட் கரைசலை, மாங்கனீச சல்ஃபேட் கரைசல் கலக்கப்பட்ட, அமிலம் கலந்த ஆக்சாலிக் அமிலத்துடன் அதிக வெப்ப நிலையில் (80°C) சேர்த்த உடனேயே பர்மாங்க னேட்டின் நிறம் மாறுகின்றது.

என்சைம்கள்

உயிர்வேதி மாற்றங்கள் பலவற்றில் என்சைம் என்னும் பொருள் வேகமாற்றியாக உள்ளன. என்சைம்கள் உயிருள்ள பொருள்களில் நடைபெறும் பல உயிர் வேதி மாற்றங்களில் உண்டாகின்றன. இவற்றின் மூலக்கூறுகள் மிகப்பெரியவை. இவைகள் யாவும் கரிமப் பொருள்கள் ஆகும். பெரும்பாலும் இவை புரதப் பொருள்களாக உள்ளன. 'அமிலேஸ்' மாவுப் பொருள்களைச் சர்க்கரைப் பொருளாக மாற்றவும், 'பெப்சின்' புரதப் பொருள்களை எளிய பெப்டோன்களாக மாற்றவும் உதவும் என்சைம்கள் ஆகும். ஈஸ்டில் உள்ள 'இன்வர்ட்டேஸ் என்ற என்சைம் சுக்ரோசை, குளுகோஸ், ஃபரக்டோஸ் என்ற பொருள்களாக மாற்றுகின்றன. 'சைமேஸ்' என்ற மற்றொரு என்சைம், குளுகோஸை, ஈத்தல் ஆல்கஹாலாக மாற்ற உதவு கின்றது.

என்சைம்கள் மிக்க தனித்தன்மை பொருந்தியதாக உள்ளன. ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் தான் இவை வேகமாற்றியாகச் செயல் புரிகின்றன. இவை மிக எளிதில் நச்சுக்களால் பாதிக்கப்படுகின்றன.

தொழிற்துறையில் வேகமாற்றியின் உபயோகங்கள்

பல வேதிப்பொருள்கள், தொழிற்சாலையில் பெருமளவில் செய்யப்படுகின்றன. இவைகளை எளிதில் அதிக அளவில் அடைவதற்கு வினைபடு பொருள்களைத் தகுந்த அழுத்தம், வெப்பநிலை, முதலியவற்றில் வினையுறும்படிச் செய்யவேண்டும், பொதுவாக வெப்பநிலை அதிகமாக இருந்தால் வினையின் வேகம் அதிகரிக்கும். ஆனால் வினைகளில் வெப்பம் வெளிப்பட்டால் வினையினால் ஏற்படும் பொருள்களின் செறிவு மிகவும் குறைகின்றது. வினையினால் ஏற்படும் பொருள்களின் அளவை மட்டும் கருதினால் வெப்ப நிலையை மிகத் தாழ்த்த வேண்டும். அவ்வாறு செய்யும் போது வினையின் வேகம் குறைகின்றது, ஆகவே வினையின் வேகம் சீராக நடைபெறுவதற்காக வெப்பநிலையை அதிகம் உயர்த்தாமலும், மிகக் குறைவாகத் தாழ்த்தாமலும், இரண்டுக்கும் நடுவிலுள்ள ஒரு பொதுமை வெப்ப நிலையில் (Optimum temperature) வினைநிகழும்படிச் செய்யவேண்டும். இம்மாதிரி வினைநிகழ்ச்சிகளில், வினைமாற்றிகள். உபயோகப்படுத்தப்படுகின்றன. வினைமாற்றி நேர்வினை, எதிர்வினை இரண்டையும் முடுக்குவதால் வினையின் சமநிலையை எளிதில் அடைகின்றது.

ஸ்பரிச முறையில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் பெருமளவில் செய்யப்படுகையில் வினைபடு பொருள்களான சல்ஃபர் டை ஆக்சைடும், ஆச்சிஜனும் மிகக் கவனமாகத் தூய்மைபடுத்தப்படுகின்றன. வினைபடு பொருள்கள் கூடும்போது வெப்பம் வெளி வருவதால், பிளாட்டினம் தாங்கிய கல்நார் இருக்கும் அறை பொதுமை வெப்ப நிலையில் (450°C) இருக்கும்படிச் செய்யப்படுகின்றது.

$$2\,SO_8 + O_2 \xrightarrow[Pt]{450°C} 2\,SO_8 + Q$$

தற்காலத்தில் பிளாட்டினம் தாங்கிய கல்நாருக்குப் பதிலாக வெனேடியம் பென்ட்டா ஆக்ஸைடு (V_2O_5) உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. இந்த ஆக்சைடு அவ்வளவாக நச்சுக்களால் பாதிக்கப்படுவதில்லை.

ஹாபர் (Haber) முறையில் அம்மோனியா வாயு தயாரிக்கும் பொழுது ஒரு பங்கு நைட்ரஜனும், மூன்று பங்கு ஹைட்ரஜனும், மிக அதிக அழுத்தத்தில் வினை புரியும் அறைக்கு அனுப்பப்படுகின்றது. அம்மோனியா வாயு உண்டாகும்போது வெப்பம்

வெளியிடப்படுவதால் வேகமாற்றியைப் பொதுமை வெப்ப நிலையில் (500°C) இருக்கும்படிச் செய்கிறார்கள்.

$$N_2+3\ H_2 \xrightarrow[Fe\ +(Al_2O_3+K_2O)]{200A+500^\circ C} 2\ NH_3+Q$$

அம்மோனியா வாயு ஆக்சிஜனேற்றம் அடையும் போது வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது. ஆகவே தொழில் முறையில் எளிதில் இந்த வினை நிகழ உபயோகப் படுத்தப்படும் வினை மாற்றியான பிளாட்டினம் பொதுமை வெப்ப நிலையான 800°Cல் வைக்கப்படுகின்றது.

$$4\ NH_3+5O_2 \xrightarrow[Pt]{800^\circ C} 4\ NO+6\ H_2O+Q$$

ஈத்தைல் ஆல்கஹால், நொதித்தல் முறையில் தயாரிக்கப் படும்பொழுது வேகமாற்றியான என்சைம்கள் அழியாமல் இருப் பதற்காக 25°C வெப்ப நிலையில் வினையைச் செயல்படச் செய் கிறார்கள்.

மேலும், தாவர எண்ணெயை, தாவர நெய்யாக மாற்றுதல் செய்யவும், பலவிதமான உரங்கள் செய்யவும் பல முக்கிய கன வேதிப் பொருள்கள் (Heavy chemicals) செய்யவும், பெட்ரோ லியத்திலிருந்து பல பொருள்கள் பெறவும் வெகுவாக வினைவேக மாற்றிகள் உபயோகப்படுத்தப்படுகின்றன. தொழில் முறையில் ஒரு பொருளை, அதிக அளவில், குறைந்த நேரத்தில் செய்ய, வினை மாற்றிகள் உபயோகப்படுகின்றன. ஆகவே தொழில் துறையில் ஈடுபட்டுள்ள ஆராய்ச்சியாளர்கள் பல வினைவேகமாற்றிகளைக் கண்டு பிடிப்பதிலும், அவற்றின் தன்மைகளை ஆராய்வதிலும் முயன்று வருகின்றனர்.

15. கூழ்கள்
(Colloids)

[அறிமுகம் — கூழ்களைத் தயாரிக்கும் முறைகள் — சிதறல் முறைகள் — திரட்டு முறைகள் — கூழ்களைச் சுத்தமாக்குதல் — கூழ்நிலைப் பொருள்களின் தன்மைகள் — கூழ்களின் வகைகள் — கரைசால்கள் — திரிதல் — கரைசால் காப்புத்திறன் எண் — கூழ் கரைசாலாக்கல் — பால்மங்கள் — நுரைகள் — வாயு கரைசால்கள் — தொழிற்றுறையிலும், மற்ற துறைகளிலும் கூழ்நிலை பொருட்களின் பயன்கள்.]

தாமஸ் கிரஹாம் என்னும் அறிஞர் 1861-ஆம் ஆண்டில் பொருள்களைப் படிகப் பொருள்கள் (Crystalloids) என்றும் 'கூழ்கள்' (colloids) என்றும் இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரித்தார். எந்தப் பொருள்களைப் படிக ரூபத்தில் எளிதில் பெறலாமோ அவைகள் எல்லாம் முதல் வகையைச் சேர்ந்தவை. பொட்டாசியம் நைட்ரேட், சோடியம் குளோரைடு, ஆக்சாலிக் அமிலம், முதலிய பொருள்களை இந்த வகைக்கு எடுத்துக் காட்டிகளாகக் கூறலாம். இந்தப் பொருள்களை நீரில் கரைத்து பூரிதக் கரைசல்களைப் (Saturated solutions) பெறலாம். பூரிதக் கரைசலிலிருந்து படிகமாக்கல் முறையில் (Crytallisation) கரைபொருளைப் படிக வடிவத்தில் பெறமுடியும். சிலபொருள்களை எவ்வித முறையிலும் படிகமாகப் பெறமுடியாது. இவ்வகையில் அடங்கிய ஜிலட்டின் (Gelatin) மாவுப் பொருள்கள், (Starch) ஆல்பமன், (Albumin) போன்ற பொருள்கள் கூழ்கள் என்று அழைக்கப்பட்டன. மேலும் இவ்வகையைச் சேர்ந்த பொருள்கள் சவ்வுப் படலத்தைக் கடக்க முடியாதவைகளாகவும் ஊடுருவுந்தன்மை (Diffusion) அற்றவையாகவும் உள்ளன.

காலப் போக்கில் பொருள்களை, கூழ் பொருள்கள் என்றோ, படிகப் பொருள்கள் என்றோ, பாகுபடுத்தி வரையறுக்க

முடியாது என்பதைக் கண்டனர். தகுந்த சோதனை மூலம், எந்தப் படிகப் பொருளையும், கூழ்நிலையில் பெறலாம். சோடியம் குளோரைடை நீரில் கரைக்காமல், பென்சீன் என்ற திரவத்தில் பகிர்ந்தளித்தால் கூழ்நிலையில் பெறலாம். தங்கம், வெள்ளி போன்ற உலோகங்களைக் கூடத் தகுந்த சோதனை மூலம் நீரில் கூழ்வடிவங்களில் பெற முடியும். அதுபோலவே கூழ் பொருள்கள் எனக் கருதப்படுபவைகளைத் தகுந்த செயல்முறை மூலம் படிகவடிவத்தில் பெறமுடியும். சோப்பை நீருக்குப் பதிலாக ஆல்கஹாலில் கரைத்தால் படிகங்களாக அடையலாம்.

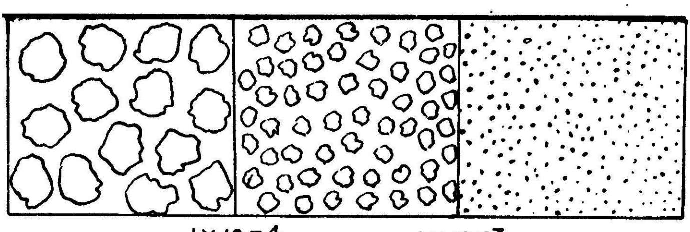
தற்காலத்தில் கூழ்கள் எனப்படுவது ஒரு விதமான நிலையையே குறிக்கும் என்று கொள்ளப்படுகிறது. அதைப் பொருளின் கூழ்நிலை **(Colloidal state)** என்றும் கூறலாம். ஒரு பொருள் மற்றொரு ஊடகத்தில் பகிர்ந்து அளிக்கப்பட்டால் அந்தக் கலவையில், பிரிகை நிலைபொருளும் **(Dispersed phase)** பிரிகை ஊடகமும் **(Dispersion medium)** இருப்பதாகக் கொள்ளலாம். பிரிகை நிலைபொருள்களின் பரிமாணத்தைப் பொருத்து பொருள்களை எளிதில் இரண்டு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். அவைகள் (1) உண்மைக் கரைசல் **(True solution)**, (2) தொங்கல் **(Suspension)** என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

உண்மையான கரைசல் ஒரு படித்தான நிலைமை **(Homogeneous phase)**யாக உள்ளது. கரைபொருள், மூலக்கூறுகளாகவோ, அல்லது அயனிகளாகவோ, பிரிகை ஊடகத்தில் காணப்படுகின்றன. ஆகவே கரைபொருளின் துகள்களின் குறுக்களவு 1×10^{-7} செ.மீ. (ஒரு மிலி மைக்ரான் அளவைவிடக் குறைவாக உள்ளது. இத்துகள்கள் இது காரணம் பற்றியே எளிதில் ஊடுருவுந் தன்மை உடையவைகளாகவும், சவ்வின் இடைவெளிகள் மூலம் எளிதில் கடந்து மறுபுறம் செல்லும் தன்மைதனையும் பெற்று இருக்கின்றன. மேலும், கரைபொருள் துகள்களையும், கரைப்பான் மூலக்கூறுகளையும் வேறுபடுத்தும் புறப்பரப்பைக் **(Surface of separation)** காணமுடிவதில்லை. சர்க்கரையை நீரில் கரைத்தால் சுக்ரோஸ், ($C_{12}H_{22}O_{11}$) மூலக்கூறுகளாக நீரில் பகிர்ந்தளிக்கப்பட்டுள்ளன. சோடியம் குளோரைடை நீரில் கரைத்தால் அது முற்றிலும், அயனிகளாகப் பிரிந்து சோடியம் அயனிகளாகவும், (Na^+) குளோரைடு (Cl^-) அயனிகளாகவும் நீரில் இருக்கின்றன. இந்த மூலக்கூறுகளும், அயனிகளும், ஒரு மிலி மைக்ரான் அளவைவிடச் சிறியதாக உள்ளன. கரைசல் முற்றிலும் ஒரு படித்தான கலவையாகவே யுள்ளது.

...RA PUBLIC...

இதற்கு மாறாக தொங்கு நிலையில் ஒரு பொருள், ஊடகத்தில் பிரிகையடைந்திருந்தால் அத்துகள்களின் விட்டம் (1×10^{-5} செ.மீ.) 0·1 மைக்ரான் அளவைவிடப் பெரியதாக உள்ளது. சில சமயங்களில் கண்ணுக்குத் தெரியக்கூடிய அளவு இல்லாவிடினும் நுண்ணோக்கி (Microscope) மூலமாக இந்தத் துகள்களைப் பார்க்க முடியும். இக்காரணம் பற்றியே துகள்களையும், பிரிகை ஊடகத்தையும் வேறுபடுத்திப் பிரிக்கும் புறப் பரப்பைக் காண முடிகின்றது. ஆகவே இது ஒரு பல படித்தான நிலைமையிலுள்ளது, என்று நன்கு புலனாகின்றது. நன்றாகப் பொடி செய்த மணலை நீரில் கலக்கும் பொழுது ஒரு தொங்கு நிலையிலுள்ள கரைசல் எளிதில் கிடைக்கின்றது. சிறு மணல் துகள்கள் நன்கு கண்களுக்குத் தெரிகின்றன.

இவ்விரு நிலைகளுக்கும் இடையில் ஒரு நிலையிருத்தல் வேண்டும். அந்த நிலையில் துகள்களின் விட்ட அளவு 1×10^{-7} செ.மீ. லிருந்து 1×10^{-5} செ.மீ. வரையிலும் இருக்கும். இந்நிலைமையை எளிதில் ஒரு படித்தான நிலைமை என்றோ, பல படித்தான நிலைமை என்றோ, கூற முடியாது. பிரிகை ஊடகத்தில் பரவியிருக்கும் துகள்களை, மிக நுண்ணிய நுண்ணோக்கி மூலமாகக்கூடக் காண முடியாது. ஆனால் மீ நுண்ணோக்கி (Ultra microscope) மூலம் பார்த்தால் துகள்களைக் காணமுடியும். அகர்



தொங்கல் கூழ் கரைசல்

படம் 79.

அகர் (Agar Agar) கரைக்கப்பட்ட கரைசலில் மேற்கூறிய நிலையைக் கண்டு அறியலாம். இந்த நிலைதான் கூழ்நிலை என்று அழைக்கப் படுகின்றது. 'கூழ்நிலை என்பது, உண்மைக் கரைசல்நிலை, தொங்கல் நிலை இவ்விரண்டுக்கும் இடைப்பட்ட நிலை என்று வரையறுத்துக் கூறலாம். மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள பண்பறி (Qualitative) படம் மூலம் கூழ்நிலையை நன்கு அறியலாம்.

கூழ்நிலையில் உள்ள பிரிகை நிலைப்பொருளின் பரிமாணம் பற்றிய உண்மையை நன்கு உணரின், கூழ்நிலை தயாரித்தல், அதன் பண்புகள் முதலியவற்றை மிக எளிதில் அறியலாம்.

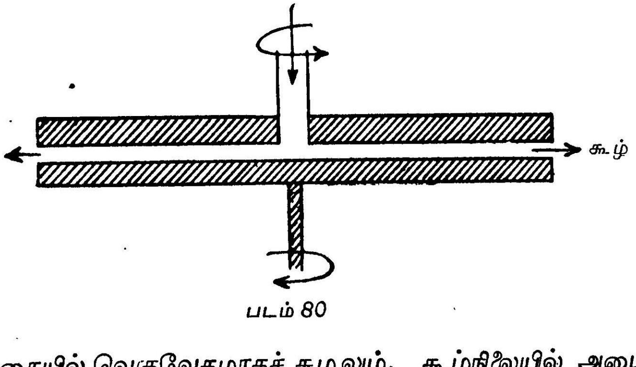
கூழ்களைத் தயாரிக்கும் முறைகள்

கூழ்களில், பிரிகை நிலைப்பொருளின் பரிமாணம் தொங்கு நிலையிலுள்ள பரிமாணத்தைவிடச் சிறியதாயும், உண்மைக் கரைசலில் உள்ள பரிமாணத்தைவிடப் பெரியதாயும் உள்ளதால், கூழ்கள் செய்யும் முறைகளை இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். தொங்கு நிலையில் தொடங்கி, துகள்களைச் சிதறவைத்து கூழ் அடையும் முறைக்குச் சிதறல் முறை என்றும், உண்மைக் கரைசலில் உள்ள துகள்களைத் திரட்டிக் கூழ் அடையும் முறைக்குத் திரட்டு முறை என்றும் பெயர்.

சிதறல் முறைகள்

பொறி முறைச் சிதறல் (Mechanical dispersion)

இம் முறையில் கூழ் அரைக்கும் எந்திரத்தைப் பயன்படுத்துகிறோம். இந்த எந்திரத்தில் இரு வட்ட வடிவமான கன உலோகத் தகடுகள் மிக நெருக்கத்தில் அமைக்கப்பட்டிருக்கும். ஒரு தகடு, போலான குழல் தண்டுடன் (Hollow shaft) இணைக்கப்பட்டிருக்கும். மற்றொரு தகடு, ஒரு கெட்டித் தண்டுடன் இணைக்கப்பட்டிருக்கும், இவ்விரு தண்டுகளும், எதிர் திசையில் சுற்றும் மோட்டார்களுடன் பொருத்தப்பட்டிருப்பதால், இரு தகடுகளும்



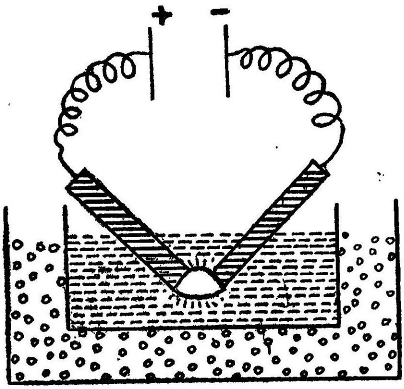
படம் 80

எதிர் திசையில் வெகுவேகமாகச் சுழலும். கூழ்நிலையில் அடைய வேண்டிய பொருளைத் தொங்கு நிலையில் தயார் செய்துகொண்டு அதைப் போலான தண்டின் மூலம் உள்ளே செலுத்துவர்.

தொங்கு நிலையிலுள்ள பொருள் இரு தகடுகளுக்கும் இடையில் வந்தவுடன், தகடுகள் எதிர்திசையில் வேகமாகச் சுழல்வதால், துகள்கள் யாவும் மேலும் பொடி செய்யப்பட்டுக் கூழ் நிலையை அடைகின்றன. கூழான பொருள் தகடுகளின் இடைவெளி வழியாக வெளிவருகின்றது.

பிரடிக் பிறை முறை (Bridig's Arc Method)

இம் முறையில் தங்கம், வெள்ளி போன்ற உலோகங்களின் கூழ்களை எளதில் பெறலாம். குறிப்பிட்ட உலோகத்தின் இரண்டு துண்டுகளைக் குச்சி உருவத்தில் எடுத்துக்கொண்டு, அவற்றை மின் முனைகளாகப் (Electrodes) பயன்படுத்த வேண்டும். இரண்டு உலோகத் துண்டுகளும், மிக அதிக மின் அழுத்தம் கொடுக்கக் கூடிய சாதனத்துடன் இணைக்கப்படவேண்டும். மின்முனைகளின் மறு முனைகளை அருகருகே அமைத்தால், ஒரு மின் பிறை (Electric arc) உண்டாகும். இச்சோதனையில் (படத்தில் காட்டிய படி) மின் பிறையை ஓர் ஊடகத்தில் உண்டாகும்படிச் செய்தால், அந்த உலோகத்தின் கூழ் கிடைக்கின்றது. கூழ், துகள்களின் பரிமாணம், நிறம், மற்ற பண்புகள் யாவும், மின் அழுத்தம், வெப்பநிலை, ஊடகத்தின் தன்மை இவற்றைப் பொருத்து இருக்கும். ஊடகத்தில் சிறிதளவு பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு போன்ற மின் பகு பொருள்கள் கலந்திருப்பின் கூழ்நிலை எளிதில் உண்டாகும்.



படம் 81

இம் முறையில் திட உருவத்தில் உள்ள உலோகத்துண்டுகள் கூழ் நிலை அடைகின்றன எனக்கொள்கிறோம். உண்மையில் திட

உருவத்திலுள்ள உலோகத் துண்டுகள் மின்பிறை உண்டாகும் போது உலோக மூலக்கூறுகள் அல்லது அணுக்கள் உண்டாகின்றன. அதிக வெப்பநிலையில் உள்ள இத்துகள்கள் ஊடகத்தின் சூழ்நிலையால் மிகக் குளிர்ச்சி அடைவதால் அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகள் ஒன்று திரட்டப்பட்டு கூழ்நிலையை அடைகின்றன. மேற்கூறிய காரணத்தால், இம் முறையைத் திரட்டு முறையிலும் ஒன்றுகக் கொள்ளலாம்.

திரட்டு முறைகள்

இம் முறைகளில் கூழ் நிலையில் தயாரிக்கும் பொருள், ஆரம்ப நிலையில் ஓர் உண்மைக் கரைசலில் மூலக்கூறுகளாகவோ அல்லது அயனிகளாகவோ இருக்கின்றன. நூற்றுக்கணக்கான இந்தத் துகள்கள் திரண்டு கூழ் நிலையை அடைகின்றன.

வேதிவினை மாற்ற முறைகள்

பலவேதி வினை மாற்றங்களில் கரைசல்கள் வினை புரிந்து வீழ்படிவுகள் உண்டாகின்றன. தக்க சூழ் நிலையில் இந்த வீழ் படிவுகளைக் கூழ்நிலையில் பெறலாம்.

ஆக்சிஜனேற்ற முறை

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு கரைசலில் சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு வாயுவை மெதுவாகச் செலுத்திஞல் சல்ஃபர், கூழ்நிலையில் கிடைக்கின்றது.

$$2H_2S + SO_2 \rightarrow 2\,H_2O + 3S$$

இதுபோலவே ஹைட்ரஜன் செலீனேடு கரைசலில் காற்றைச் செலுத்தி செலீனியம் என்னும் தனிமப் பொருளைக் கூழ் நிலையில் பெறலாம்.

$$2\,H_2Se + O_2 \rightarrow 2\,H_2O + 2\,Se$$

ஆக்சிஜன் ஒடுக்க முறை

உலோகக் கூழ்களை எளிதில் இம்முறையில் பெறலாம். உலோக உப்புக் கரைசல்களை, தகுந்த மின்பகு பொருள்களல்லாத, ஆக்சிஜன் ஒடுக்கிகளுடன் வினை புரியச் செய்யவேண்டும். ஆரிக் குளோரைட் கரைசலுடன் ஃபார்மால்டிஹைடு கரைசலைக் கலப்பதன் மூலம் தங்கத்தைக் கூழ்நிலையில் எளிதில் அடையலாம்.

$$2\,AuCl_3 + 3HCHO + 3\,H_2O \rightarrow 6\,HCl + 3HCOOH + 2\,Au$$

நீராற் பகுப்பு முறை

வீரியமற்ற நேர்மின் தன்மையுள்ள உலோகங்களின் ஆக்சைடுகளையும் ஹைட்ராக்சைடுகளையும், கூழ்நிலையில் பெறுவதற்கு இது சிறந்த வழியாகும். ஒரு பீக்கரில் அதிக அளவு நீர் எடுத்துக் கொண்டு அதில் ஃபெரிக் குளோரைடை கரைசலை ஊற்றினால் ஃபெரிக் ஹைட்ராக்சைடு, கூழ் நிலையில் கிடைக்கின்றது.

$$FeCl_3 + 3H_2O \rightarrow 3\ HCl + FeCl_3$$

இரட்டை சிதைவு முறை

இரட்டை சிதைவு வினையில், வீழ்படிவு ஏற்படுமானால், வினைபடு பொருள்களை மிகநீர்த்த கரைசல்களாக எடுத்துக் கொண்டால், உண்டாகும் வீழ்படிவு கூழ் நிலையில் கிடைக்கின்றது. நீர்த்த வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலை ஒரு பீக்கரில் எடுத்துக் கொண்டு அதில் நீர்த்த சோடியம் குளோரைடு கரைசலில் சில துளிகளைச் சேர்த்தால் வெள்ளி குளோரைடு, கூழ் நிலையில் கிடைக்கின்றது.

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow NaNO_3 + AgCl$$

கரைப்பான் மாற்ற முறை

பொருள்கள் எளிதில் ஒரு கரைசலில் கரைந்தால் அவைகள் பொதுவாக மூலக்கூறுகளாகவோ அயனிகளாகவோ தான் சிதறியிருக்கும். ஒரு கரைசலை, கரைபொருள் எளிதில் கரையாத வேறு ஒரு திரவப் பொருளுடன் கலக்கும்பொழுது, கரைபொருள் கரைசலிலிருந்து விடுபட்டு கூழ்நிலையை அடைகின்றது. பாஸ்பரஸ், ஆல்கஹாலில் எளிதில் கரைந்து, மூலக்கூறுகளாகச் சிதறப்படுகின்றது. சிறிதளவு இந்தக் கரைசலை நீருடன் சேர்க்கும்போது ஆல்கஹால் நீருடன் கலந்துவிடுகின்றது. அதனால் ஆல்கஹால் கரைசலில் சிதறியிருந்த பாஸ்பரத்தின் மூலக்கூறுகள் உடன் விடுபட்டு ஒரு கூழ்நிலையை அடைகின்றது.

ஆவியை, திரவத்தில் குளிரவைக்கும் முறை

எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய தனிமங்களைக் கூழ் நிலையில் இம்முறையில் பெறமுடியும். பாதரசத்தை ஆவியாக்கி அந்த ஆவியை நீரினுள் புகுத்தினால் ஆவியிலுள்ள பாதரசத்தின் பல மூலக்கூறுகள் ஒன்று சேர்ந்து ஒரு கூழ்நிலையை அடையும்.

கூழ்களைச் சுத்தமாக்குதல்

கூழ்களைச் சிதறல் அல்லது திரட்டல் முறைகளில் தயாரித்த பின் சுத்தம் செய்யவேண்டியது அவசியமாகின்றது. சிதறல் முறையில் தயாரிக்கும் பொழுது சிலதுகள்கள் சிதறப்படாமல் தொங்கல்களாக இருக்கும். சில துகள்கள் நன்கு சிதறல் அடைந்து உண்மை கரைசல் நிலையை அடையக்கூடும். அதுபோலவே திரட்டல் முறையில் தயாரிக்கும்பொழுது சில துகள்கள் திரட்டப் படாமல் உண்மை கரைசல் நிலையும், சில துகள்கள் அதிகமாகத் திரண்டு, தொங்கல் நிலையும் அடையக்கூடும்.

ஆகவே எம்முறையில் கூழ் செய்யப்படினும் சிறு துகள்களாக விளங்கும். மூலக்கூறுகளையும், அயனிகளையும் பெருந்துகள்களாக இருக்கும் கண்ணுக்குப் புலப்படக்கூடிய துகள்களையும், நீக்க வேண்டிய அவசியம் ஏற்படுகின்றது.

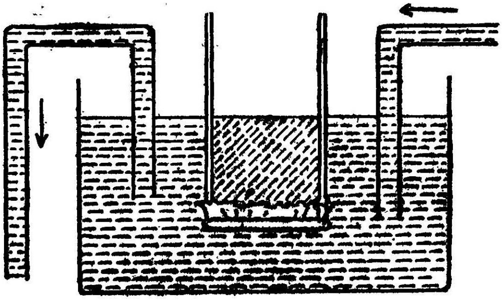
பெருந்துகள்களை ($>$ விட்டம் $= 1 \times 10^{-5}$ செ.மீ.) வெகு எளிதில் வடிகட்டுதல் மூலம் பிரித்து எடுக்க முடியும். வடிதாளில் உள்ள, பார்வைக்குத் தெரியாத மிக நுண்ணிய துவாரங்கள் மூலம், கூழ்நிலையிலுள்ள பொருள்களும், மூலக்கூறுகளும், அயனிகளும் மட்டுமே செல்ல முடியும். ஆகவே ஒரு சிறந்த வடி தாளைக் கூம்பு வடிவத்தில் செய்து, புனலில் பொருத்திச் சுத்தம் செய்யப்பட வேண்டிய கூழ்களை அதில் செலுத்துவதன் மூலம் தொங்கல் நிலையிலுள்ள பெருந்துகள்களை, அறவே அகற்ற முடியும்.

மூலக்கூறுகளையும், அயனிகளையும், கூழ்களிலிருந்து பிரித்து எடுக்க, 'கூழ் பிரிப்புக் கருவியை' (Dialyser) உபயோகப்படுத்து கின்றனர். இம் முறையில் கூழைச் சுத்தப்படுத்தலுக்குக் 'கூழ் பிரிப்பு முறை' (Dialysis) என்று பெயர்.

ஓர் எளிய கூழ் பிரிப்புக் கருவியை அமைக்க, இரு புறமும் திறந்துள்ள குழலை எடுத்துக் கொள்ளவேண்டும். அதன் ஒரு புறத்தில் ஒரு சவ்வுக் காகிதத்தை (Parchment paper) இறுகக் கட்டவேண்டும். சுத்தப்படுத்த வேண்டிய கூழ் நிலையில் உள்ள திரவத்தைக் குவளையில் எடுத்துக் கொண்டு, கூழ் பிரிப்புக் குவளையைப் படத்தில் காட்டியபடி ஒரு நீர் நிறைந்த தொட்டியில் தொங்கவிடவேண்டும்.

சவ்வுக் காகிதத்தில் உள்ள நுண்ணிய துவாரங்கள் மூலமாக, கூழ்நிலையில் மாசுக்களாக உள்ள, மூலக்கூறுகளும் அயனிகளும்

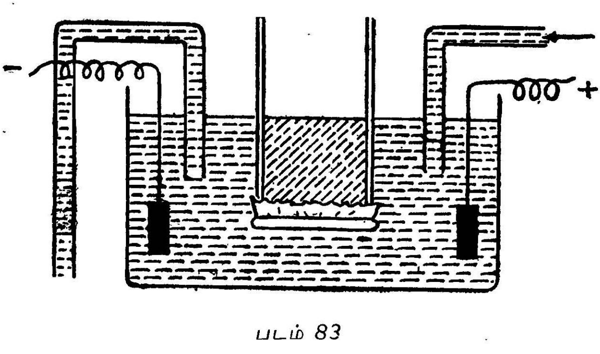
நீர் பக்கத்திற்கு வெளியேறும். தொட்டியில் உள்ள நீரை மெதுவாக தொடர்ந்து வெளியேற்றி, புதிய நீர் உள்ளே வரும்



படம் 82

படிச் செய்தால் வெகு எளிதில், எல்லா மூலக்கூறுகளும், அயனிகளும், கூழ் பிரிப்புக் கருவியினுள்ளிருந்து வெளியேற்றப்படும். கூழின் மேல் மட்டமும், வெளியிலுள்ள நீரின்மேல் மட்டமும் சமமாயிருப்பது நலம்.

சுத்தப்படுத்தவேண்டிய கூழில், அயனிகள் மட்டும் மாசுக்களாக இருப்பின் 'மின் வழி கூழ் பிரிப்பு முறையைப் (**Electro dialysis**) பின் பற்றலாம். இம் முறையிலும் முன்போலவே கூழ் பிரிப்புக் கருவியைத் தயார் செய்து அயனிகளிலிருந்து சுத்தப் படுத்த வேண்டிய கூழை அதில் எடுத்துக் கொள்ளவேண்டும். இக் கருவியை நீருள்ள ஒரு தொட்டியில் நிலை நிறுத்தி, பின் கருவிக்கு



படம் 83

இருபுறமும் படத்தில் காட்டியதுபோல மாற்றியில் உள்ள மின் முனைகளைப் பொருத்தவேண்டும். மின் முனைகள் மாற்றியல் கொண்ட அயனிகளை ஈர்க்கும் தன்மை உடையவை ஆதலால்,

அயனிகள் சவ்வுக் காகிதத்திலுள்ள துவாரங்களின் வழியாகச் சீக்கிரம் வெளியேறுகின்றன.

இம் முறையைப் பயன்படுத்தும் பொழுது அயனிகள் மட்டும் எளிதில் வெளியேற்றப் படுகின்றன.

கூழ்நிலைப் பொருள்களின் தன்மைகள்
(Properties of Colloids)

கூழ்நிலைப் பொருள்கள் பல வகைப்படும். ஆகவே அவற்றின் தன்மைகளிலும், சிறிதளவு மாறுபாடுகள் இருக்கும். ஆனாலும், ஒரு திடப்பொருள், ஒரு திரவத்தில் கூழ்நிலையில் பரவியிருக்கும் பொழுது, பல பொதுவான தன்மைகளைக் காணலாம்.

பலபடித்தன்மை

கூழ்நிலை என்பது ஒரு படி நிலைமைத் தன்மையைப்போலத் தோன்றினும் அது பல படித்தன்மை நிலையென்றே கொள்ள வேண்டும். துகள்களின் பரிமாணம் மிக நுண்ணியதாக உள்ளதால், துகள்களும், துகள்களை ஊடகத்தினின்று பிரிக்கும் பரப்பும், கண்ணுக்குப் புலனாவதில்லை. ஆனபோதிலும் மீநுண்ணோக்கியின் மூலம் காணுகையில் துகள்கள் நன்கு தெரிய வருகின்றன.

பரிமாணம்

கூழ்நிலையில் துகள்களின் பரிமாணம், தொங்கல் நிலையிலுள்ள துகள்களின் பரிமாணத்தைவிடச் சிறியதாக இருப்பதாலும், வடிகட்டுத்தாளில் உள்ள துவாரங்களைவிடச் சிறியதாக இருப்பதாலும், சாதாரண வடிகட்டும்தாளில் உள்ள துவாரங்கள் வழியாக வெளிச் செல்லக் கூடியவை. ஆனால், மேனிலை வடிகட்டிகள் என்று அழைக்கப்படும் ஒரு வகை வடிகட்டும் தாள்களின் வழியாகக் கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்கள் செல்ல முடியாது. இவ்வகை மேனிலை வடிகட்டிகளை, சாதாரண வடிகட்டுத் தாள்களின் மீது, கொல்லோடியன் (Collodion) என்ற பொருளைப்படிய வைத்துப் பெறலாம். மேனிலை வடிகட்டியில் கூழ்களை வடிகட்டும் பொழுது, உறிஞ்சு பம்பை (Suction pump) உபயோகித்தால், எளிதில் கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்கள் மேனிலை வடிகட்டித் தாளின்மேல் தங்கிவிடும்.

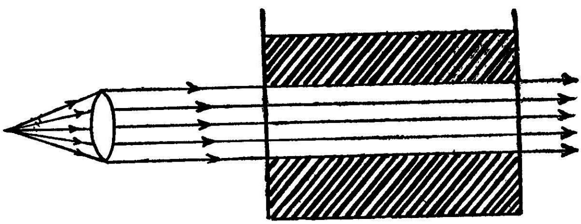
கூழ் நிலையிலுள்ள துகள்களின் பரிமாணத்தையொட்டியே கூழ்நிலையின் நிறம் இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, கீழ்க்கண்ட

அட்டவணையில் தங்க உலோகக் கூழின் நிறங்கள் கொடுக்கப் பட்டுள்ளன.

துகள்களின் விட்டம் (செ.மீ.ல்)	நிறங்கள்
6×10^{-5}	சிவந்த மஞ்சள் — மஞ்சள்
9×10^{-5}	சிவந்த மஞ்சள் — சிவப்பு
13×10^{-5}	சிவப்பு கலந்த நீலநிறம்
15×10^{-5}	ஊதா நிறம்

டின்டல் விளைவு (Tyndall effect)

கூழ்பொருளை ஒரு கண்ணாடிப் பீக்கரில் எடுத்துக் கொண்டு அதன் பக்கவாட்டில் பிரகாசமான ஒளிக்கதிர்களைப் படத்தில் காட்டியதுபோல் செலுத்தினால், ஒளி செல்லும் பாதை தெளிவாகத் தெரிகின்றது.



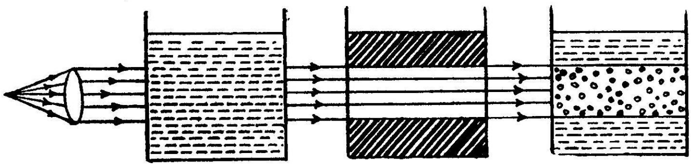
படம் 84.

கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்கள் ஒளிக்கதிரைச் சிதற வைக்கும் தன்மையால் இவ்வித விளைவு ஏற்படுகின்றது.

ஒளியானது பலவகையான அலைகளால் ஆனது என்பது ஓர் ஒப்புக் கொள்ளப்பட்ட உண்மையாகும். இந்த அலை நீளங்களின் அளவுகளைப் பொருத்தே ஒளியின் நிறம் அமைந்திருக்கும். கண்ணுக்குப் புலனாகக் கூடிய நிற ஒளிகளின் அலை நீளத்தைவிட உண்மைக் கரைசலில் உள்ள துகள்களின் விட்டம் மிகக் குறைவாக உள்ளது. ஆகவே ஒளி அலைகளை, மூலக்கூறுகளாக, அல்லது அயனிகளாக உள்ள துகள்கள், பாதிப்பதில்லை. தொங்கல்

நிலையில் பொருள் இருப்பின், துகள்களின் விட்ட அளவு, நிற அலைகளின் நீளங்களைவிட மிகஅதிகமாக இருப்பதால் ஒளிஅலைகள் பிரதிபலிக்கப்படுகின்றன. கூழ்நிலையில் உள்ள துகள்களின் விட்டம், மூலக்கூறுகளின் விட்டத்தைவிட அதிகமாக இருப்பதாலும், கிட்டத்தட்ட நீலநிற ஒளி அலைகளின் நீளத்திற்கு ஒப்பிடக் கூடிய நிலையிலிருப்பதாலும், ஒளி அலைகள் முழுவதும் பிரதிபலிக்கப்படாமல், சிதறப்படுகின்றன. இச்சிதறுதலினாலேயே, கூழ் நிலையிலுள்ள ஊடகத்தில் ஒளி பாய்ச்சப்படும் பொழுது ஒளிப்பாதை நன்கு தெரிகின்றது. பொதுவாக, இந்தப்பாதை வெளிர் நீல நிறமாக இருக்கும்.

ஒரு பொருள், ஒரு பிரிகை ஊடகத்தில் சிதறப் பட்டிருந்தால் அந்தக் கரைசல் உண்மை கரைசல் நிலையா? கூழ்நிலையா? அல்லது தொங்கல் நிலையா? என்று எளிதில் அறிய டிண்டல் விளைவைப் பயன்படுத்தலாம். கரைசலை ஒரு கண்ணாடிப் பீக்கரில் எடுத்துக் கொண்டு பிரகாசமான இணை ஒளிக் கதிர்களைப் பக்கவாட்டில் செலுத்த வேண்டும். ஒளிக்கதிரின் பாதை கண்ணுக்குத் தெரியாவிடில், உண்மை கரைசல் என்றும், பாதை நன்கு புலப்படின் கூழ்நிலையென்றும் ஒளிக்கதிரின் பாதையில் சிறு துகள்கள் பளபளப்பாகத் தெளிவாகத் தெரிந்தால் தொங்கல் நிலையென்றும் கொள்ள வேண்டும்.

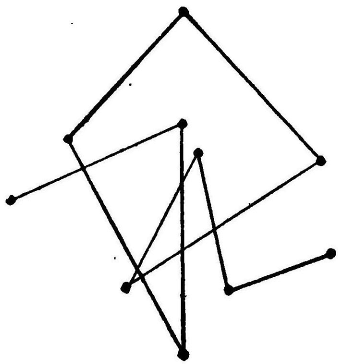


படம் 85.

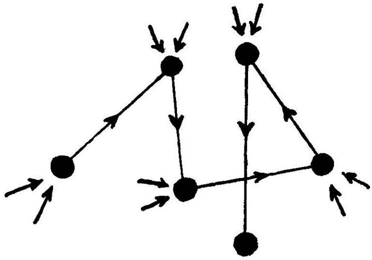
ப்ரௌனியன் இயக்கம் (Brownian Movement)

ஒரு மேனிலை உருப்பெருக்கி மூலமாக ஒரு கூழ் பொருளைப் பார்த்தால், கூழ்நிலையில் உள்ள துகள்கள் அங்கும், இங்கும் இயங்கிக் கொண்டிருப்பது தெரியவரும். இந்தத் துகள்கள் ஒரு பாதையில் சிறிது தூரம் சென்றவுடன், தொடர்ந்து அப்பாதையில் செல்லாமல் திடீர் என்று திசைமாறிச் செல்லும். இம்மாதிரி இயக்கத்தை முதன்முதலில் ராபர்ட் ப்ரௌன் என்ற தாவர நூல் நிபுணர் கண்டறிந்தார். 'துகள்கள் நேர்ப் பாதையில் செல்லாமல் அடிக்கடி திசை மாறிக் கொண்டும் வெவ்வேறு வேகத்தில்

இங்கும் அங்கும் செல்வதையே ப்ரௌனியன் இயக்கம்' என்கிறோம்.



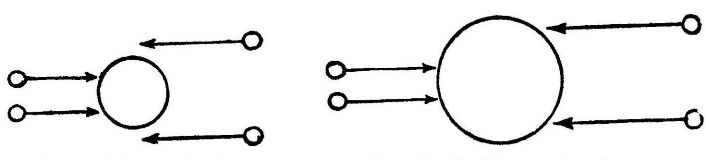
படம் 86.



படம் 87.

கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்களின் இந்த இயக்கம் நீர்மப் பொருள்களின் இயக்கக் கொள்கை (Kinetic Theory of fluids)க்கு நிரூபணமாக அமைகின்றது. பிரிகை ஊடகத்தில் உள்ள மூலக் கூறுகள், இயக்கக் கொள்கையின்படி கொள்கலத்தின் சுவர்களுக்கு இடையில் இயங்கிக் கொண்டிருக்கின்றன. கூழ்நிலையில் உள்ள துகள்கள் மூலக்கூறுகளின் பாதைகளுக்கு இடையில் அமைவதால், மூலக்கூறுகள், அந்தத் துகள்கள் மேல் மோதுகின்றன. கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்களின் பரிமாணத்தைக் கருத்தில் கொண்டால், சமச் சீரற்ற மோதல்கள் ஏற்படுவதற்குச் சாதகமாக உள்ளது என்பதை ஒப்புக் கொள்ளலாம்.

தொங்கல் நிலையிலுள்ள துகள்கள் பரிமாணத்தில் மிகப் பெரியவைகளாக இருப்பதால் எல்லாப் பக்கங்களிலிருந்தும்



கூழ்நிலையில் துகள்கள் தொங்கல் நிலை துகள்கள்

படம் 88.

சமமான மோதல்கள் ஏற்படுவதாகக் கொள்ளலாம். மேலும் இந்த துகள்களின் எடை அதிகமாக இருப்பதால் மூலக்கூறுகளின் உந்தம் (Momentum) இவற்றை இயக்க முடிவதில்லை.

இக்காரணம்பற்றியே கூழ்பொருள்களில் மட்டும், ப்ரௌனியன் இயக்கம் காணப்படுகிறது.

மேலும் கூழ்நிலையில் உள்ள துகள்கள் அங்கும் இங்கும் திசை மாறி இயங்கிக் கொண்டிருப்பதால் இவை வீழ்படிவாக மாறாமல் நிலைத்து இருக்கின்றன.

கூழ்மின்சார் பண்புகள் (Electrical properties of colloids)

ஓர் உண்மை கரைசலில் மின்பகுப் பொருள்கள் ஊடகத்தில் பரவி இருக்கும்போது கரைபொருளின் அநேகமாக எல்லா மூலக் கூறுகளும் அயனிகளாகப் பிரிந்து ஊடகத்தில் சிதறியுள்ளன. இந் நிலையில் நேர்மின் அயனிகளின் மின் சுமைகளும், எதிர்மின் அயனி களின் மின் சுமைகளும் சமமாக இருக்கின்றன. ஊடகத்தில் பரவி இருக்கும் கரைபொருள் மின்பகு பொருளாக இல்லாமலிருந் தால் அது மூலக்கூறுகளாகச் சிதறியிருக்கும்.

ஆனால் கூழ்நிலையில் சிதறியிருக்கும் துகள்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட மின்சுமைகளைத்தான் தாங்கியிருக்கின்றன. பொதுவாகக் கூழ் நிலையில் உள்ள உலோக ஆக்ஸைடுகள், உலோக ஹைட்ராக் ஸைடுகள், நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கியும், உலோகங்கள், உலோக சல்ஃபைடுகள், பிசின்கள் முதலியவை எதிர்மின் சுமை களைத் தாங்கியும் காணப்படுகின்றன.

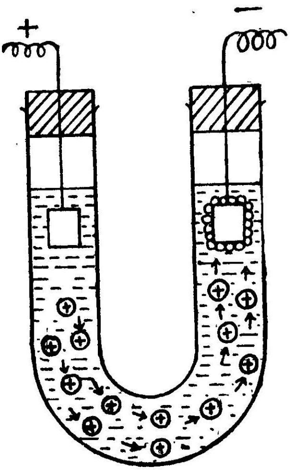
மின்முனைக் கவர்ச்சி (Electrophoresis)

ஒரு மின் பகு பொருள் கரைந்துள்ள ஓர் உண்மைக் கரைசலை U வடிவமுள்ள குழலில் எடுத்துக் கொண்டு இரு வாயிற்புறங் களிலும் மின்முனைகளை படத்தில் காட்டியபடி பொருத்தவும். மின் முனைகளை மின் கலத்துடன் இணைத்தால், ஊடகத்தில் உள்ள அயனிகள் அவைகளின் தன்மைக்கு ஏற்ப நேர் மின் முனையை அல்லது எதிர்மின் முனையை நோக்கி நகர்கின்றன.

இதே சோதனையைக் கூழ்நிலையிலுள்ள ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடை U குழலில் எடுத்துக் கொண்டு மின் செலுத்தினால், ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடு துகள்கள் யாவும் நேர்மின் முனையை நோக்கி நகர்வதைக் காணலாம்.

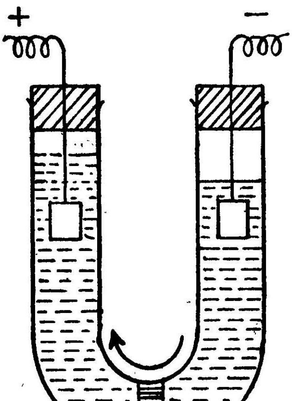
கூழ்நிலையிலுள்ள ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடு துகள்கள் எதிர்மின் சுமைகளைத் தாங்கி இருப்பதே இதற்குக் காரணம். இவ்வாறாகக் கூழ்நிலையில் உள்ள எல்லா துகள்களும் ஒரு குறிப்பிட்ட மின் முனையால் மட்டும் கவரப்பட்டு, அம்முனைப் பக்கம் நகரும்

தன்மையை மின்முனைக்கவர்ச்சி (electrophoresis) என்கிறோம். கூழ்நிலையில் உள்ள துகள்கள் எவ்வகை மின்சுமைகளைத் தாங்கி உள்ளன என்பதை அறிய அவைகள் யாவும் எந்த மின் முனையை நோக்கிச் செல்கின்றன என்று சோதனை செய்து தெரிந்து கொள்ளலாம். கூழ்நிலையில் உள்ள எல்லா துகள்களும் ஒரே இனத்தைச் சேர்ந்த மின்சுமைகளைத் தாங்கி இருப்பதால் கூழ்நிலை நிலைத்திருக்கிறது.



படம் 89.

(b) **மின் வழி ஊடுபரவுதல்** (Electro osmosis) கூழ் நிலையிலுள்ள துகள்கள் ஒரே மாதிரியான மின் சுமையைப் பெற்றிருக்கும் காரணத்தால் குறிப்பிட்ட மின்முனையை நோக்கிச் செல்கின்றன. இந்தத் துகள்களை மின்முனையை நோக்கிச் செல்லாமல் தடுத்தால் பிரிகை ஊடகம் அதற்கு நேர் எதிர்த் திசையில் செல்லும்.



படம் 90.

ஒரு U வடிவ குழாயை எடுத்துக் கொண்டு அதன் இருபக்கங்களுக்கும் இடையிலுள்ள பாகத்தில் ஒரு துளை மலிந்த விதானம் (Porus diaphram) ஒன்றைப் படத்தில் காட்டியபடி பொருத்த வேண்டும். விதானத்தின் ஒருபுறம் நீரில் பரவியிருக்கும் ஆர்சினியஸ் சல்ஃபைடு கூழும், மறுபுறம் நீரும், படத்தில் காட்டியபடி ஒரே மட்டத்தில் இருக்கும்படி எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும். மின்முனைகளை U வடிவக் குழாயின் இரு பக்கங்களிலும் பொருத்தி ஆர்சினியஸ் சல்ஃபைடு இருக்கும் பக்கம் எதிர் மின்முனையும் நீருள்ள பக்கம் நேர் மின் முனையும் இருக்கும்படி மின் இணைப்பு செய்ய வேண்டும். ஆர்சினியஸ் சல்ஃபைடு நேர்மின் முனைக்குச் செல்ல முடியாதபடி விதானம் தடுத்துவிடுவதால் மறு பக்கத்திலுள்ள நீர் எதிர்மின்

முனையை நோக்கி விதானம் வழியாகப் படத்தில் காட்டியபடி செல்கின்றது. இவ்வாருகப் 'பிரிகை ஊடகம், கூழ்நிலை துகள்கள் இயங்க வேண்டிய திசைக்கு எதிர்த் திசையில் ஊடு பரவுதல் முறையில் இயங்குவதற்கு மின்வழி ஊடுபரவுதல் என்று பெயர்.

கூழ்களின் வகைகள் (Classification of colloids)

எண்	பிரிகை பொருளின் பௌதிக நிலை.	பிரிகை ஊடகத்தின் பௌதிக நிலை.	கூழ் வகையின் சிறப்புப் பெயர்	எடுத்துக் காட்டு
1	திண்மம்	திண்மம்	திண்மக் கூழ்	நிறமுள்ள வைரம்
2	திண்மம்	நீர்மம்	கரைசால் (Sol)	தங்கத் துகள்கள் நீரில் கூழ் நிலையில் இருத்தல்
3	திண்மம்	வாயு	வாயு கரைசால் (Aerosol)	புகை
4	நீர்மம்	திண்மம்	களி (Gel)	சிலிசிக் அமிலக் களி
5	நீர்மம்	நீர்மம்	பால்மம் (Emulsion)	பால்
6	நீர்மம்	வாயு	வாயு கரைசால்	பனி
7	வாயு	திண்மம்	திண்ம நுரை	பியூமிஸ் கல்
8	வாயு	நீர்மம்	நுரை (Foam)	சோப்பு நுரை

கூழ்நிலையில் ஒரு பொருளின் துகள்கள் மற்றொரு ஊடகத்தில் பரவி இருத்தலால் கூழ்கள் யாவும் பலபடித்தான நிலைமையில் உள்ளவை. பிரிகை நிலையிலுள்ள பொருள், திண்மம், நீர்மம், வாயு நிலைகளில் இருக்க முடியும். அது போலவே பிரிகை ஊடகமும், திண்மம், நீர்மம், வாயு நிலைகளில் இருக்கமுடியும். ஆகவே பிரிகை பொருளின் நிலையையும் பிரிகை ஊடகத்தின் நிலையையும் கருத்தில்கொண்டு கூழ்களைப் பலவகைகளாகப் பிரிக்கலாம். அட்டவணையில் கூழ்களின் வகைகளும் அவற்றின் சிறப்புப் பெயர்களும் அவைகளுக்கான எடுத்துக்காட்டுகளும் கொடுக்கப் பட்டுள்ளன.

வாயுக்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்கும் பொழுது ஒரு படித் தான நிலைமையாய்த்தான் இருக்கும். ஆகவே ஒரு வாயுப் பிரிகைப் பொருள் ஒரு வாயுப் பிரிகை ஊடகத்தில் பரவியிருந்தால் கூழ்நிலை அடையமுடியாது என்பது குறிப்பிடத்தக்கதாகும்.

கரைசால்கள் (Sols)

'ஒரு திண்மப் பொருள், நீர்மத்தில் கூழ்நிலையில் பரவியிருந் தால் அதற்குக் கரைசால்' என்று பெயர். கரைசால்கள் தயாரிக்கும் முறைகளையும் அதன் பொதுக் குணங்களையும் அறிந்தோம். 'கரை சால்களைக் கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்கள் (Lyophillic sols) என்றும், கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசால்கள் (Lyophobic sols) என்றும் இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். பிரிகை ஊடகம் நீராக இருப்பின் இவ்வகைகளை நீர் விரும்பும் கரைசால் (Hydrophillic sols), நீர் வெறுக்கும் கரைசால் (Hydrophobic sols) என்றும் கூறலாம்.

கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்

மாவுப் பொருள்கள் (Starch), புரதப்பொருள்கள் (Proteins), பிசின் (Gum), முதலிய பொருள்கள் இவ்வினத்தைச் சேர்ந்தவை. இவைகளை எளிதில் கூழ்நிலையில் பெறமுடியும். கூழ்நிலையிலுள்ள கரைசால், தொங்கல் நிலையை அடைந்தாலும், திரும்பவும் எளிதில் கூழ்நிலைக்குக் கொண்டுவர முடியும். கரைசாலின் அடர்த்தி, புறப் பரப்பின் இழுவிசை, முதலியவைகள் பிரிகை ஊடகத்தின் மதிப்பு களிலிருந்து அதிகமாக இருக்கும். இவ்வகைக் கரைசாலில் துகள் களின் பரிமாணம் அதிகமாக இருக்கும். பொதுவாக இந்தத் துகள்கள் பிரிகை ஊடகத்தின் மூலக்கூறுகளால் சூழப்பட்டும் இருக்கும். இக்காரணம் பற்றிக் கரைசால்களின் பாகுத்தன்மை

(Viscosity) அதிகமாக இருக்கின்றது. இக்கரைசால்களில் டின்டல் விளைவு தெளிவாக இருப்பதில்லை.

கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசால்கள்

பெரும்பாலான கனிமப் பொருள்கள் கரைசால்களாக விளங்கும்பொழுது இவ்வகையைச் சார்ந்தவைகளாகவேயுள்ளன. இவ்வகைக் கரைசால்கள் பொதுவாக நிலையற்றவை. எளிதில் திரிதல் அடைந்து வீழ்படிவாக மாறிவிடும். இந்தக் கரைசால்களின் அடர்த்தி, புறப்பரப்பின் இழுவிசை, பாகுத்தன்மை, முதலியவைகள் பிரிகை ஊடகத்தின் மதிப்புகளிலிருந்து மாறுபடுவதில்லை. இவற்றின் ஒளிசார் பண்புகளும், மின்சார் பண்புகளும் தெளிவாக இருக்கின்றன.

திரிதல்

'கரைசாலிலுள்ள துகள்கள் ஒன்று திரண்டு வீழ்படிவாக மாறுவதற்குத் திரிதல்' என்று பெயர். கரைசால் நிலைத்திருப்பதற்கு, ப்ரௌனியன் இயக்கமும், துகள்கள் ஒரே மாதிரியான மின் சுமைகளைப் பெற்றிருப்பதும் முக்கிய காரணங்களாகும். துகள்கள் தாங்கியிருக்கும் மின்சுமைகளை நடுநிலையாக்குவதன் மூலம் துகள்களின் மின்சார் பண்புகளை இழக்கும்படிச் செய்யலாம். மின்சுமைகளை இழந்த துகள்கள் இங்கும் அங்கும் உந்தப்படும் பொழுது அவைகள் ஒன்றுகூடி இணைய வாய்ப்புகள் உண்டாகின்றன. துகள்களின் பரிமாணம் அதிகமாகி, தொங்கல் நிலையை அடைந்து, பின் அது வீழ்படிவாகவும் மாறுகின்றது.

கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசால்களை, மின்பகு பொருள்கள் கரைந்துள்ள கரைசால்களுடன் கலப்பதன்மூலம் திரிதல் அடையச் செய்யலாம். மின்பகு பொருள்களிலிருந்து உண்டாகும் அயனிகள், கரைசால்களின் துகள்கள் தாங்கியுள்ள மின்சுமைகளால் ஈர்க்கப்படுகின்றன. துகள்கள் தாங்கியுள்ள மின்சுமைகளும் அயனிகள் தாங்கியுள்ள மின் சுமைகளும் சமன்படுத்தப்பட்டுத் துகள்கள் மின்சார் பண்புகளை இழக்கின்றன. கரைசால்கள் எளிதில் வீழ்படிவாக மாறுகின்றன. இவ்வாறு 'ஒரு கரைசாலை வீழ்படிவாகத் திரட்டும் பொருளுக்குத் திரிக்கும் பொருள்' (Coagulent) என்று பெயர். மின்பகு பொருள்களின் திரிக்கும் திறன் அப்பொருளிலிருந்து உண்டாகும் அயனிகளின் இணைதிறனைப் பொருத்து இருக்கும். சில நேர்மின் அயனிகளின் திரிக்கும் திறனைப் பின்வருமாறு வரிசைப் படுத்தலாம்.

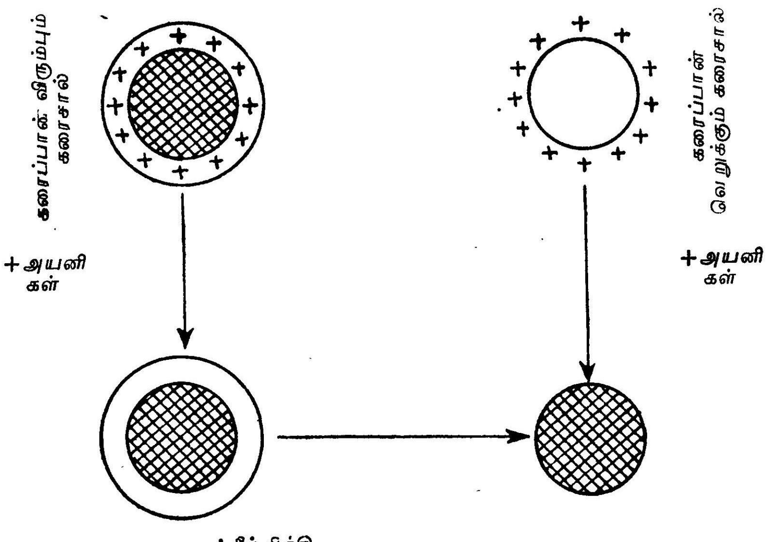
$$Al^{+++} > Mg^{++} > Na^{+}$$

இவ்வாறே சில எதிர்மின் அயனிகளின் திரிக்கும் திறனையும் வரிசைப் படுத்தலாம்.

$$PO_4^{---} > SO_4^{--} > Cl^-$$

படிகாரம் (Alum) என்று அழைக்கப்படும், ஒரு கூட்டுப் பொருள் திரிக்கும் பொருளாக உபயோகப்படுகின்றது. படிகாரம் $[K_2SO_4 \cdot Al_2 (SO_4)_3 \cdot 24\ H_2O]$ மிகுந்த இணைத்திறன் பொருந்திய நேர்மின் அயனிகளையும் $[2K^+\ ,\ 2Al^{+++}]$, எதிர்மின் அயனிகளையும் $(4\ SO_4^{--})$ எளிதில் தருகின்றது. இவ்வயனிகள் கரைசாலின் மின்சார் பண்புகளை எளிதில் இழக்கச் செய்கின்றன.

ஒரு கரைசாலின் துகள்கள் நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கியிருப்பின் அந்தக் கரைசாலுடன் எதிர்மின் சுமைகளைத் தாங்கியுள்ள கரைசாலைக் கலப்பதன் மூலம் இரு கரைசால்களையும் திரியச் செய்யலாம். ஆர்சினியஸ் சல்ஃபைடு கரைசாலையும் (−) ஃபெரிக் ஹைட்ராக்சைடு கரைசாலையும் (+) தகுந்த விதத்தில் கலந்தால் இரண்டு கரைசால்களும் திரிதல் அடைந்து வீழ்படிவாக மாறுகின்றன.



படம் 91.

கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்களின் துகள்களைச் சுற்றிலும், பிரிகை ஊடகத்தின் மூலக்கூறுகள் சூழப்பட்டிருக்கும்.

திரிக்கும் பொருளின் கரைசலை இவ்வகைக் கரைசாலுடன் கலந்த வுடன் திரிதல் ஏற்படுவதில்லை. மின்சுமைகளைத் தாங்கியுள்ள அயனிகளும், மின் சுமைகளைத் தாங்கியுள்ள கரைசால்களின் துகள்களும் எளிதில் வினைபுரிய முடியாமல், துகள்களைச் சுற்றி யுள்ள மூலக்கூறுகள் தடுப்பதே இதற்குக் காரணமாகும். இவ் வகை கரைசால்களைத் திரியச் செய்ய, துகள்களைச் சூழ்ந்துள்ள மூலக்கூறுகளையும், துகள்களின் மின் சுமைகளையும் நீக்கவேண் டும். நீர், பிரிகை ஊடகமாக உள்ள கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால் களைத் திரியச் செய்ய சிறிதளவு ஆல்கஹால் அல்லது அசிடோனைக் கலந்து, பின்பு மின்பகு பொருள்களின் கரைசலைக் கலக்க வேண்டும். ஆல்கஹால் அல்லது அசிடோன் நீர் நீக்கம் செய்யும் பண்பு பெற்றிருப்பதால் கரைசால் துகள்களைச் சுற்றியுள்ள நீர் மூலக்கூறுகள், எளிதில் முதலில் நீக்கம் செய்யப்படுகின்றன. இக் கருத்தை மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள பண்பறி படம் மூலம் எளிதில் அறியலாம்.

கரைசாலைத் திரிதலிலிருந்து பாதுகாத்தல்

ஒரு கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசாலுடன் சிறிதளவு கரைப்பான் விரும்பும் கரைசாலைக் கலப்பதனால், கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசாலைத் திரிதலிலிருந்து பாதுகாக்க முடியும். சிறிதளவு, ஜீலட்டின் அல்லது ஆல்பமென் அல்லது பிசின் கரை சாலை, ஒரு கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசாலுடன் கலந்தால், எளிதில் திரிதல் அடைவதில்லை. இப்படிக் கலக்கப்பட்ட கரைப் பான் விரும்பும் கரைசாலை, பாதுகாக்கும் கரைசால் (Protective sol) என்றும், திரிதல் அடையாமல் இருக்கும் கரைசாலைப் பாதுகாக்கப்பட்ட கரைசால் (Protected sol) என்றும் அழைப்பர். பாதுகாக்கும் கரைசால்களின் துகள்கள், பாதுகாக்கப்படும் கரைசால் துகள்களின் மேற்பரப்பில், மின்புலத்திறனால் அல்லது, வேதிநாட்டத்தால் கவரப்படுவதால், கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசால், கரைப்பான் விரும்பும் கரைசாலின் பண்பு களைப் பெறுகின்றது.

கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்களின் பாதுகாப்புத் திறன் கரைசாலின் தன்மையைப் பொருத்துள்ளது. கரைசால்களின் பாதுகாப்புத் திறனை, கூழ்காப்புத் திறன் எண் என்னும் அலகில் குறிப்பிடுகிறோம்.

கூழ் காப்புத்திறன் எண் (Gold number)

10 க.செ.மீ. செந்நிறத் தங்கக் கரைசலுடன் 10% செறிவுள்ள 1 க.செ.மீ. சோடியம் குளோரைடு கரைசலைக் கலக்கும் பொழுது ஏற்படும் திரிதலைத் தடுக்க எத்தனை மிலிகிராம், பாதுகாப்புக்

கரைசால் தேவையோ அந்த எண்ணிக்கையே அந்தப் பாதுகாப்புக் கரைசாலின் காப்புத்திறன் எண் என்று அழைக்கப்படும். ஜிலட்டினின் காப்புத்திறன் எண் 0·005. அதாவது 0·005 மிலிகிராம் ஜிலட்டினை 10 க.செ.மீ. செந்நிறத் தங்கக் கரைசாலில் கலந்தபிறகு அந்தக் கரைசலுடன் 1 க.செ.மீ. 10% சோடியம் குளோரைடு கரைசலை ஊற்றினால் திரிதல் ஏற்படாது என்பதாகும். சில கரைசால்களின் காப்புத்திறன் எண்களைக் கீழேயுள்ள அட்டவணையில் காண்க.

கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்	காப்புத்திறன் எண்.
ஜெல்லட்டின்	0·005
ஆல்பமென்	0·10
அரபிக் பிசின்	0·15
உருளைக் கிழங்கு மாவு	0·25

எந்தக் கரைசாலுக்குக் காப்புத்திறன் எண்ணின் மதிப்பு குறைவாக உள்ளதோ அதுவே திரிதலைத் தடுக்கும் சக்தி அதிகம் பெற்றுள்ளது என்பது காப்புத்திறனின் வரையிலக்கணத்திலிருந்து அறியலாம்.

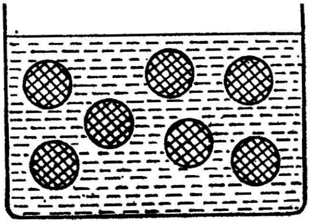
கூழ் கரைசலாக்கல் (Peptisation)

கரைசால்களைத் திரிதல் செய்து தொங்கல் நிலைக்குக் கொண்டு வருவதுபோல தொங்கல் நிலையிலிருக்கும் சில கரைசல்களை, கரைசால் நிலைக்குக் கொண்டு வர முடியும். புதிதாக வீழ்படிவு செய்யப்பட்ட ஃபெரிக்ஹைட்ராக்சைடுடன் சிறிதளவு ஃபெரிக் குளோரைடு கரைசலைக் கலந்தால் ஃபெரிக்ஹைட்ராக்சைடு கரைசால் கிடைக்கின்றது. தொங்கல் நிலையிலுள்ள ஒரு கரைசலை, கரைசாலாக மாற்றுவது கூழ்கரைசலாக்கல்' எனப்படும். இம்முறையிலும் கரைசால்களைத் தயாரிக்கலாம். இந்நிகழ்ச்சி ஏற்பட உதவும் சேர்மத்தைக் 'கூழ்கரைசலாக்கும் பொருள் (**Peptising agent**) என்றும் கூறுவது உண்டு. கூழ்கரைசலாக்கல், திரிதலுக்கு, நேர் எதிர் நிகழ்ச்சியென்று கருதவேண்டும். கரைசாலாக்கல் நிகழவும், பின்பகு பொருள்களே உபயோகப்படுகின்றன என்பது குறிப்பிடத் தக்கதாகும்.

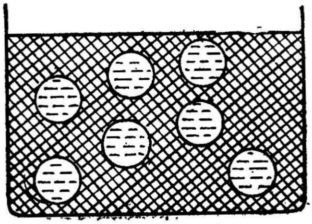
பால்மங்கள்

'பிரிகைப் பொருளும், பிரிகை ஊடகமும், நீர்மங்களாக இருந்து, அந்நிலை கூழ்நிலையாக இருப்பின் அதைப் பால்மம் என்கிறோம். பாலில், நீர்மநிலையிலுள்ள ஒருவகை கொழுப்புப் பொருள், சிறு துகள்களாகப் பிரிகையடைந்து நீரில் பரவியுள்ளது. பால்மங்களில் பரவியிருக்கும், பிரிகைப் பொருளின் துகள்கள் கரைசாலில் காணப்படும் துகள்களின் பரிமாணத்தைவிட அதிகமாக உள்ளன. ஆனபோதிலும் தொங்கல் நிலையிலுள்ள துகள்களைவிட அவை சிறியவைகளே.

பால்மங்கள் பொதுவாக எண்ணெய் இனத்தைச் சேர்ந்த நீர்மமும், நீரும் கலந்துள்ளதாக இருக்கும். பால்மங்களை நீரில்-எண்ணெய் (Oil in water) என்றும் எண்ணெயில்-நீர் (Water in oil) என்றும் இருபெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். இவ்விரு வகைகளிலும் பிரிகை ஊடகம் முறையே நீரும், எண்ணெயுமாக இருக்கும்.



நீரில்-எண்ணெய்
(Oil in water)



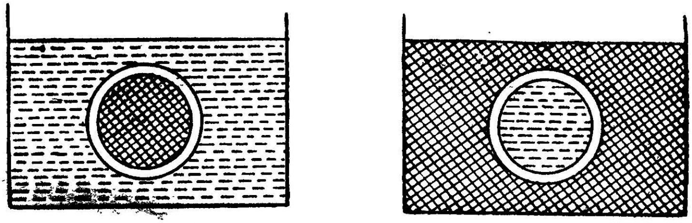
எண்ணெயில்-நீர்
(Water in oil)

படம் 92.

பிரிகை ஊடகம் தன்னினப் பொருளுடன் எளிதில் ஒரு படித்தான நிலைமை ஏற்படுத்தும் காரணத்தால், பால்மம் எந்த வகையைச் சேர்ந்தது என்பதை வெகு எளிதில் ஒரு சோதனையால் அறியலாம். பால்மத்தை இரண்டு சிறிய கண்ணாடி முகவைகளில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். ஒரு முகவையில் நீரும், மற்றொரு முகவையில் பால்மத்திலுள்ள எண்ணெயையும் சில துளிகள் கலக்க வேண்டும். நீரில்-எண்ணெய் வகைப் பால்மமாக இருந்தால் நீர் ஊற்றின முகவையில் நீரையும், பால்மத்தையும், வேறுபடுத்தும் புறப்பரப்பைக் காண முடியாது. எண்ணெயில்-நீர் வகைப் பால்மமாக இருந்தால், எண்ணெய் ஊற்றின முகவையில், எண்ணெயையும், பால்மத்தையும் வேறுபடுத்தும் புறப்பரப்பைக் காணமுடியாது.

மருந்துகளாக உபயோகப்படுத்தப்படும் காட் மீன் எண்ணெய், டர்பென்டைன் எண்ணெய் முதலியவற்றில், நீர்த்துளிகள் எண்ணெயில் துகள்களாகப் பரவியுள்ளன. இவை எண்ணெயில் — நீர், பால்ம வகைதனைச் சார்ந்தனவைகளாகும். நைட்ரோ பென்சின், ரோஜா புஷ்பத்தின் சாரம், முதலிய கரிமப் பொருள்களை நீராவியால் காய்ச்சி வடித்தல் முறையில் பிரித்து எடுக்கும் பொழுது கிடைக்கும் பால்மங்கள், எண்ணெயில் — நீர் பால்ம வகையினுக்கு எடுத்துக் காட்டுகளாகக் கூறலாம்.

ஒன்றுடன் மற்றொன்று கலக்காத இரண்டு நீர்மங்களை, நன்கு குலுக்கி எளிதில் பால்மங்களை அடையலாம். ஆனால் இத்தகைய பால்மங்கள் நிலைத்திருப்பதில்லை. பால்மங்கள் நிலைத்திருக்க, பால்மம் ஆக்கி (Emulsifier) அல்லது பால்மங்களை நிலைத்து நிற்க வைக்கும் பொருள் (Stabilising agent) இவைகளில் ஒன்றைப் பால்மம் தயாரிக்கும்பொழுது கலந்தால்தான் பால் மங்கள் ஓரளவு நிலைத்து நிற்கின்றன. பால்மம் ஆக்கியும், பால் மத்தை நிலைத்து நிற்க வைக்கும் பொருள்களும், பிரிகைப் பொருள், பிரிகை ஊடகம், இவற்றின் இடையே ஏற்படும் வேறுபடுத்தும் புறப்பரப்பின் இழுவிசையைப் பாதிக்கின்றன.



படம் 93.

மேலும் இப்பொருள்கள் படத்தில் காட்டியபடி பிரிகை நிலைப் பொருளின் துகள்களைச் சுற்றிலும் ஒரு போர்வையாக அமைந்து துகள்கள் எளிதில் ஒன்றாக இணைய முடியாத நிலையை ஏற்படுத்து கின்றன.

'பால்மங்களிலுள்ள நீர்மங்களைத் தனித்தனியே பிரிப்பதற்கு பால்மம் அழித்தல்' (Demulsification) என்று பெயர். பால்மம் அழித்தல் நிகழ்ச்சி, பால்மத்தைச் சூடுசெய்தல், சுழற்சியினால் நீர்மங்களைப் பிரித்தெடுத்தல் (Centrifugal method) போன்ற பௌதிக முறைகளாலும் அமிலம், காரம், மின்பகு பொருள்

கொண்ட கரைசல்கள் முதலிய பொருள்களுடன் வினைபுரியும்படிச் செய்து, வேதி முறைகளாலும் எளிதில் நிகழும்படிச் செய்யலாம்.

நுரைகள்

'ஒரு வாயு, சிறு துகள்களாக, நீர்மமாக உள்ள ஒரு பிரிகை ஊடகத்தில், சிதறியிருப்பின் அது நுரை என்று அழைக்கப் படுகிறது. ஒரு வாயுப்பொருளை. ஒரு நீர்மப் பொருளுடன் சேர்த்துக் கிளர்ச்சி செய்யும் பொழுதும், வாயுப்பொருளை ஒரு நீர்மத்தில் வேகமாகச் செலுத்தும்பொழுது, நுரை எளிதில் உண்டாகும். நுரையும் நிலைத்து நிற்கும் தன்மையை பெற்றிருப்ப தில்லை. நுரை நிலைத்திருப்பதற்குச் சிறிதளவு கரைசாலை நிலைத்து நிற்கவைக்கும் பொருளும் சேர்க்கவேண்டும். துப்புரவு செய்யும் பொருள்களாக (Detergents) விளங்கும் பல கரிமப் பொருள்கள் முன்னிலையில் வாயுக்களை நீர்மங்களுடன் கிளர்ச்சி செய்து நிலையான நுரைகளைப் பெறலாம். இவ்வகைக் கரிமப்பொருள்கள், பிரிகை ஊடகமாக விளங்கும் நீர்மத்தின் புறப்பரப்பின் இழு விசையை மாற்றம் செய்யும் சக்தியுடையவைகளாயுள்ளன.

வாயு கரைசால்கள் (Aerosols)

'ஒரு திண்மம் அல்லது ஒரு நீர்மம் பிரிகை நிலைப்பொரு ளாகவும், ஒரு வாயு, பிரிகை ஊடகமாகவும், அமைந்துள்ள கரை சால்கள் வாயு கரைசால்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன'. பனி, மேகம், இவைகளை நீர்மங்கள் காற்றில் பரவியுள்ள வாயு கரைசால் களாகவும், மூடுபனி, (Fog) புகை, முதலியவைகளைத் திண்மங்கள் காற்றில் பரவியுள்ள வாயு கரைசால்களாகவும் கொள்ளலாம்.

திண்ம, நீர்மப் பொருட்களை ஆவி நிலைக்குக் கொணர்ந்து, அவற்றைக் காற்றுடன் கலந்து அவைகளை மிக வேகமாகக் குளிர வைத்தால் வாயு கரைசால்களைப் பெறமுடியும். மேகங்கள், மூடுபனி முதலியவை இயற்கையில் மேற்கூறிய முறையில்தான் உண்டாகின்றன. திண்ம, நீர்மப் பொருட்களை இயந்திரங்களின் மூலம் அதிக அழுத்தத்தில் நுண்ணிய துவாரத்தின் வழியாகக் காற்றில் செலுத்துவதன் மூலமும், வாயு கரைசால்களைப் பெறலாம்.

வாயுக் கரைசால்களின் துகள்கள் கண்ணுக்குத் தெரியாத அளவு சிறியவைகளாக இருப்பினும், கோடிக்கணக்கான துகள்கள் நெருங்கிக் கூட்டமாக இருப்பதால் அவை ஓரளவு ஒளியைத் தடுக்கும் சக்தியைப் பெற்றுள்ளன. இவைகளின் ஒளி சார் பண்புகளும், மின்சார் பண்புகளும் மற்றக் கரைசால்களை ஓரளவுதான் ஒத்துள்ளன.

வாயு கரைசால்களை, பலத்த மின் புலங்களுக்கு (Electric fields) இடையில் செலுத்தினால், கரைசால் நிலை எளிதில் அழிக்கப் படுகின்றது. வாயு கரைசால்களை, நூலிழைகளாலான திண்டின் (fibrous pad) வழியாகச் செலுத்தினால் துகள்கள் யாவும் நீக்கப்படு கின்றன. துகள்கள், நூலிழைகளின் மேல் தற்செயலாக மோதி அவற்றுடன் ஒட்டிக் கொள்வதால் பிரிகை ஊடகத்தை எளிதில் பிரிகைப் பொருளிலிருந்து இம்முறையில் பிரிக்க முடிகின்றது.

தொழிற்றுறையிலும், மற்றத்துறைகளிலும் கூழ்நிலை பொருட்களின் பயன்கள்

கரைசால்

கூழ்நிலையிலுள்ள பொருட்கள் மிகச்சிறிய துகள்களாக இருப் பதால், அவற்றின் புறப்பரப்பு அதிகமாகின்றது. புறப்பரப் பிலுள்ள சமனடையா இணைதிறன் பிணைப்புகளும் இக்காரணத் தால் அதிகமாகின்றன. துகள்கள் எளிதில் பிற பொருட்களுடன் பரப்பு ஊன்றுகை (Adsorption) அடையத்தக்க சூழ்நிலை உருவாகின்றது. ஊசி மருந்தாக உடம்பினுள் செலுத்தப்படும் பலவகை மருந்துகள், கரைசால்களாக இருந்தால், அவை உடம்பில் எளிதில் சேர முடிகின்றது. கால்சியம், மாங்கனியம், ஆன்டிமோனம், தங்கம், வெள்ளி, முதலிய தனிமங்களைத் தகுந்த முறையில் கரைசால்களாக்கி மருந்துகளாக உபயோகிக்கின்றனர்.

கழிவுச் சாக்கடை நீரில், (Sewage) பல கரிம திண்மப் பொருட்கள் கரைசால் நிலையிலுள்ளன. இவற்றைத் திரிதல் முறையில் பிரித்துச் சிறந்த எருப் பொருட்களும், பாசனத்துக்கு வேண்டிய தெளிந்த நீரும், அடையலாம். கழிவு நீரைப் பல பெரிய சிமிண்ட் தொட்டிகளில் தேக்கி, தொட்டியின் இருபுறமும் படத்தில் காட்டியபடி மின்முனைகளைப் பொருத்துகின்றனர்.



படம் 94

கரைசாலிலுள்ள துகள்களின் மின்சார் பண்புகளால், அவைகள், மின் முனைகளால் ஈர்க்கப்பட்டு, மின் முனைகளை அடைந்தவுடன் மின்சுமைகளை இழந்து, வீழ்படிவாக மின் முனை

களுக்குக் கீழ், படிகின்றன. இவற்றைப் பிரித்து சிறந்த எருக் களாக உபயோகப்படுத்துகின்றனர். கழிவு நீரிலுள்ள கூழ்கள் திரிதல் அடைந்து கரிம மாசுக்கள் இவ்வாறு அகற்றப்பட்ட பின், அந்த நீரைப் பாசனத்திற்கு உபயோகப்படுத்துகின்றனர்.

ஆற்று நீரைப் பெரிய தொட்டிகளில் தேக்கி, அதில் குறிப்பிட்ட அளவு படிகாரக் கரைசலைச் சேர்க்கிறார்கள். நீரில் கரைசால் நிலையில் உள்ள கனிம, கரிமப் பொருட்கள் வீழ் படிவாக மாறி விடுகின்றன. இந்த நீரை வடிகட்டி, நகரங் களுக்குக் குடிநீராக வழங்குகிறார்கள்.

தோல் பதனிடுதல், சாயம் தயாரித்தல், புகைப்படம் தயாரித்தல் போன்ற தொழிற்சாலைகளில், கரைசால்களைப் பெரிதும் உபயோகப்படுத்துகின்றனர்.

பால்மம்

மருந்தாக உபயோகப்படும் பலவகை எண்ணெய்ப் பொருட் களை பால்மமாகத்தான் மருத்துவர்கள் கொடுக்கின்றனர். பால்ம நிலையிலுள்ள பொருட்கள் எளிதில் உடம்பின் பல பாகங்களில் உறிஞ்சப்படுகின்றன.

உலோகங்களைச் சுத்தப்படுத்தல், மெருகு கொடுத்தல் முதலிய தொழில் முறைகளிலும், பால்மங்கள் உபயோகப்படுகின்றன.

விவசாயத்துறையில் உபயோகப்படுத்தப்படும் பல பூச்சி கொல்லி மருந்துகள் பால்மங்களாகவே உபயோகப்படுத்தப்படு கின்றன. அன்றாடம் உபயோகப்படும் பலவகை அழகு சாதனங் களும், மருந்து வகைகளும், பூச்சிக் கொல்லிகளும் பால்மங் களாகவேயுள்ளன.

நுரை

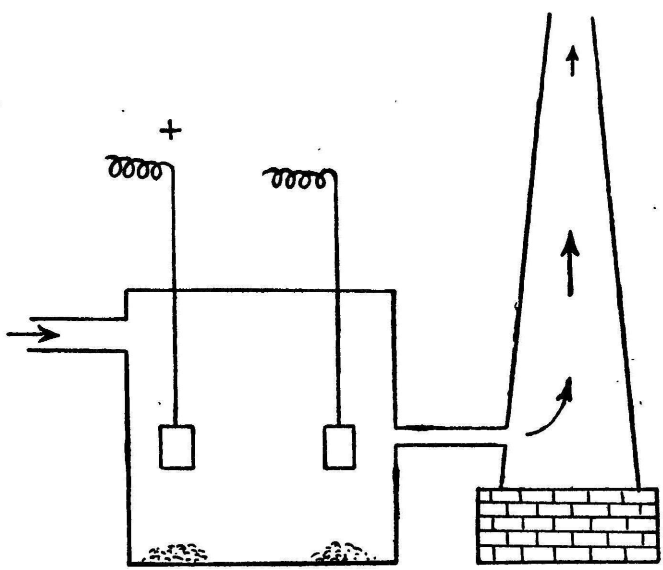
உலோக இயல் துறையில் உலோகங்களைத் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்து எடுப்பதற்கு முன்பாகத் தாதுக்களில் உள்ள உலோகப் பாகத்தின் செறிவை அதிகப்படுத்தப் பல முறைகள் கையாளப்படு கின்றன. அவற்றுள் மிதப்புமுறை ஒன்றாகும். இம்முறையில் பொடி செய்யப்பட்ட தாதுப்பொருள், பைன் எண்ணெய், நீர் முதலியவைகளை ஒன்றாகக் கலந்து அந்தக் கலவையினுள் மிகுந்த அழுத்தத்தில் காற்று செலுத்தப்படுகிறது. இந்தச் சூழ்நிலையில் நுரை உண்டாகின்றது. நுரையின், புறப்பரப்பு இழுவிசையினால், தாதுக்களிலுள்ள உலோகப்பாகம் மட்டும் நுரையுடன் ஒட்டிக் கொண்டு நீர்மட்டத்துக்கு மேல் வருகின்றது. மணல் போன்ற

பிறமாசுப் பொருட்கள் கீழே தங்கி விடுகின்றன. நுரையும், அத்துடன் கூடியுள்ள உலோகப் பாகங்களும் தனியே பிரிக்கப்படுகின்றன. இம்முறையில் உலோகப்பாகம் நீரின் அடர்த்தியைவிட அதிகமாக இருப்பினும், நுரையின் புறப்பரப்பு இழுவிசையினுல் நீரின் மேல் மட்டத்திற்குக் கொண்டுவரப்படுவது ஒரு குறிப்பிடத்தக்கதாகும். பொதுவாக, துத்தநாக சல்ஃபைடு, செம்பு சல்ஃபைடு போன்ற தாதுக்கள் இம்முறையில் அடர்வாக்கப்படுகின்றன.

துப்புரவு செய்யும் பொருட்கள் பெரும்பாலும் நுரைதரும் பொருட்களாகவேயுள்ளன. அழுக்குகள் நுரையிலுள்ள துகள்களில் ஒட்டிக் கொள்வதால் துணி, இயந்திர சாதனங்கள் முதலியன இவைகளால் சுத்தம் செய்யப்படுகின்றன. தீயணைக்கவும் நுரையைப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

வாயுக் கரைசால்கள்

ஆலைகளின் புகைபோக்கிகளின் வழியாக வெளியேறும்



படம் 95.

புகையில் கரி, மற்றும் பல கனிமப் பொருள்கள் சிறுதுகள்களாக உள்ளன.

புகைப் போக்கிக்குள், வெளிச் செல்லும் வாயுப் பொருட்கள் அனுப்பப்படுவதற்கு முன்பாக மின்முனைகள் பொருந்தியுள்ள ஓர் அறையின் வழியாக, வெளிச் செல்லும் வாயுப்பொருட்களைச் செலுத்துகிறார்கள். கரி மற்றும் கனிமப் பொருட்கள் புகையினின்று பிரிந்து அந்த அறையிலேயே தங்கிவிடுகின்றன. இப்படிச் செய்வதால், நுண்ணிய கரித்தூள், மற்றும் சில அரிய கனிமப் பொருட்கள், கிடைப்பதுடன் ஆலைகளைச் சுற்றியுள்ள இடங்களைத் துப்புரவாக வைத்துக் கொள்ளவும் முடிகின்றது.

போர்க் காலங்களில், ஆகாய விமானங்களை எதிரிகளின் கண்களுக்குத் தெரியாமல் மறைக்கவும், புகை மண்டலங்கள் உண்டாக்கவும், வாயுக்கரைசால்கள் உபயோகப்படுகின்றன.

கலைச்சொற்கள்

(ஆங்கிலம்—தமிழ்)

A

Abrasive — தேய்க்கும் பொருள்
Absolute — தனி
Absolute temperature — தனி வெப்ப அளவு
Absolute velocity of ions — அயனிகளின் தனிவேகம்
Absolute Zero — தனி சூன்ய வெப்ப நிலை
Absorption — உறிஞ்சல்
Acceleration — முடுக்கம்
Acceptor — ஏற்பு
Accuracy — துல்லியம்
Accurate — துல்லியமான
Acid-base catalyst — அமில-கார வினைவேக மாற்றி
Acid-base indicator — அமில-கார நிறங்காட்டி
Acid-base titration — அமில-கார தரம் பார்த்தல்
Acid radical — அமில உறுப்பு
Acidic — அமில
Acidulated — அமிலங்கலந்த
Acidity — அமிலத்துவம்
Activated — கிளர்வு பெற்ற
Activated centre — கிளர்வு பெற்ற மையம்
Active state — கிளர்வு பெற்ற நிலை
Active mass — பொருண்மை
Activity coefficient — வினைத்திற குணகம்
Actinides — ஆக்டினைத் தொகுதி
Adsorption — ஒன்றுதல்

Adsorption mechanism — ஒன்றுதல் வழிமுறை
Aeration — காற்று ஏற்றம்
Affinity — கவர்ச்சி
Agar-agar — அகரகர்
Agate — அகேட் பளிங்கு
Aggregation — திரண்
Air regulator — காற்றுச் சீராக்கி
Albumen — ஆல்புமன்
Alkali metal — கார உலோகம்
Alkaline earth metal — கார மண் உலோகம்
Algebraic difference — எண்ணியல் வேறுபாடு
Alkali — காரம்
Alloy — உலோகக் கலவை
Alpha particle — α துகள்
Alternate — ஒன்றுவிட்ட மாற்று
Aluminium cone — அலுமினிய கூம்பு
Aluminium foil — அலுமினியத்தாள்
Ammonical — அம்மோனியம் கலந்த
Amorphous — படிக உருவமற்ற
Amphoteric — ஈரியியல்புள்ள
Anaesthetic — மயக்க மருந்து
Analysis — பகுப்பு முறை
Analytical separation — பிரித்து ஆய்தல்
Anhydrous — நீரற்ற
Anion — நேர் அயனி
Annealing — கட்டுப்படுத்தி ஆறவிடல்
Anode — நேர்மின் முனை
Anomaly — முறண்பாடு
Antibonding — பிணை எதிர்
Antichlor — குளோரின் நீக்கி
Antidote — மாற்று மருந்து
Antiseptic — நச்சுக்கொல்லி
Apparatus — சாதனம், கருவி
Apparent — போலி
Application — பயன்
Applied science — பயன்முறை அறிவியல்
Appreciable — கணிசமான
Approximate — கிட்டத்தட்ட, தோராயமாக
Aqueous tension — நீராவியின் அழுத்தம்
Arc process — பிறை முறை

Area of cross section — குறுக்குப் பரப்பளவு
Artificial disintegration — செயற்கைச் சிதைவு
Artificial radioactivity — செயற்கைக் கதிரியக்கம்
Asbestos — கல்நார்
Ascent — ஏற்றம்
Association — ஒன்று சேர்தல், இணக்கம்
Assumption — தற்கோள்
Asymmetric — சமச்சீர்மையற்ற
Atmosphereic pressure — காற்று மண்டல அழுத்தம்
Atom — அணு
Atom bomb — அணுகுண்டு
Atomic crystal — அணுப்படிகம்
Atomic energy — அணு ஆற்றல்
Atomic fission — அணுப் பிளவு
Atomic fusion — அணு இணைப்பு
Atomic hydrogen — அணு நிலை ஹைட்ரஜன்
Atomicity — அணுக்கட்டு எண்
Atomic number — அணு எண்
Atomic mass — அணு எடை
Atomic spectra — அணு நிறநிரல்
Atomic weight — அணு எடை
Atomic theory — அணுக்கொள்கை
Atomic volume curve — அணுப்பருமனளவு வரைகோடு
Auto-catalyst — சுய வினைவேகமாற்றி
Avagadro's number — அவாகாட்ரோ எண்

B

Back titration — எஞ்சியதைத் தரம் பார்த்தல்
Backward reaction — பின்னோக்கிவினை, எதிர்வினை
Bad conductor — அரிதிற் கடத்தி
Baking powder — ரொட்டி சோடா
Band — பட்டை
Base — காரம்
Basic — காரத்தன்மை, கார
Basicity — காரத்துவம்
Baths — தொட்டிகள்
Battery — மின் அடுக்கு
Beaker — முகவை
Bee-hive shelf — துளை மேடை

Bellows — துருத்திகள்
Beta rays — β கதிர்கள்
Biochemical — உயிர் வேதிவினை
Biology — உயிரியல்
Bleaching agent — நிறம் நீக்கி
Blow pipe — ஊது குழல்
Body centered cube — பொருள் மைய கனச்சதுரம்
Boiler — கொதிகலன்
Boiler scale — கொதிகலச் செதில்
Boiling point — கொதிநிலை
Boiling tube — கொதிநிலைக் குழாய்
Bond — பிணைப்பு, இணைப்பு
Bond properties — பிணைப்பின் பண்புகள்
Bond energy — பிணைப்பு ஆற்றல்
Bond strength — பிணைப்பு வலிமை
Bottle — குப்பி, புட்டி
Brass — பித்தளை
Brittle — பொடியாகக் கூடிய
Buffer solution — தாங்கல் கரைசல்
Burner — எரிகருவி
Bye product — உடன் விளைவு

C

Calculation — கணிப்பு
Calculate — கணக்கிடு
Calomel electrode — காலமெல் மின்முனை
Canal rays — கால்வாய் கதிர்கள்
Capillary tube — நுண்குழாய்
Casting — வார்ப்படம்
Catalysis — வினைவேக மாற்றம்
Cathode — எதிர்மின்முனை
Cathode rays — எதிர்மின் கதிர்கள்
Cation — எதிர் அயனி
Catalyst — (வினை) வேகமாற்றி
Catalyst poison — வேக மாற்றியின் நச்சு
Caustic — காரம்
Cell (electricity) — மின்கலம், மின்செல்
Cell (Crystallography) — கூடு
Ceramics — பீங்கான் சாமான்கள்

Chain reaction — சங்கலித் தொடர் வினை
Charge — மின்னேற்றம்
Charge cloud — மின்னோட்டமேகம்
Chemical analysis — வேதியியற் பகுப்பாய்வு
Chemical affinity — வேதி நாட்டம்
Chemical equilibrium — வேதிச் சமநிலை
Chemical thermo-dynamics — வேதி ஆற்றல் இயல்
Chemistry analytical — பகுமுறை வேதியியல்
Chemical method — வேதிமுறை
Chemical combination — வேதிக்கூடுகை
Chemical affinity theory — வேதியக் கவர்ச்சிக்கொள்கை
China clay — வெண்களி மண்
Choice — தேர்ந்தெடுத்தல்
Clay pipe triangle — முக்கோண களிமண் குழாய்
Close packing — நெருங்கி பொதித்தல்
Coagulation — தோய்தல், திரிதல்
Coalesce — ஒன்ருகல்
Coefficient of viscosity — பாகுநிலைக் குணகம்
Collisions theory — மோதல் கொள்கை
Counter — எண் கருவி
Colligative property — தொகைசார் பண்பு
Colloid — கூழ்
Colloid lyophillic — கரைபொருள் கவர் கூழ்
Colloid lyophobic — கரைபொருள் வெறுக்கும் கூழ்
Colloidal dispersion — கூழ்பிரிகை நிலை
Column — பத்தி
Combustion — எரிதல்
Common ion effect — பொது அயனி விளைவு
Compact — நெருக்கமான
Complex compound — அணைவுச் சேர்மம்
Component — கூறு
Composition — இயைபு, அமைப்பு
Composition percentage — சதவீதம்
Composition gravimetric — எடைவீதம்
Composition volumetric — பருமன் வீதம்
Compound — சேர்மம்
Compressibility — அமுக்கப்படும் இயல்பு, இறுக்கும் தன்மை,
Concentrated — செறிந்த, அடர்ந்த

Concentration — அடர்வாக்கல், அடர்ப்பித்தல்
Concentric — ஒரு மைய
Concept — கருத்து
Condensation — சுருக்கு வினை, குறுக்கு வினை
Coefficent — குணகம்
Commercial — வியாபார
Common salt — சாதாரண உப்பு
Conductor — கடத்தி
Condensation — சுருக்கு வினை, குறுக்கு வினை
Condenser — குளிர்கலன்
Conical flask — கூம்புக் குடுவை
Constant — மாறிலி
Constant volume — மாறாப் பருமன்
Contamination — மாசு படல், பிறபொருள் சேரல்
Contents — உள்ளடக்கம்
Contrary — மாறான
Convention — வழக்கு
Conservation of matter — ஆக்க அழிவு அற்றதன்மை
Coinage metals — நாணய உலோகங்கள்
Correction — திருத்தம்
Cooling curve — குளிர்வு வரை
Coordinate bond — ஈதல் சக இணைப்பு
Covalent bond — சக இணைப்பு
Couple — இணை, சுழல் இரட்டை
Cracking — பிளத்தல்
Crucible — மூசை, புடக்குகை
Crystalline — படிகமான, படிகவடிவுள்ள
Crystallisation — படிகமாதல், படிகமாக்கல்
Crystallisation (water of) — படிகநீர்
Crystal forms — படிகவகைகள்
Crystalloids — படிகப் பொருள்கள்
Cubic system — கனசதுர வகை, கன சதுர இனம்
Curve — வளைகோடு
Crystal structure — படிக அமைப்பு

D

Daughter element — மகள் தனிமம்
Decantation — தெளிய வைத்து இறுத்தல்
Decay — அழிவு, தேய்வு
Decolourisation — நிற நீக்கம்
Decompose — பிரி, சிதை
Decompsition — சிதைவு
Defect — குறைபாடு
Density — செறிவு, அடர்த்தி
Density, relative — ஒப்பு அடர்த்தி
Definition — வரையறை
Definite proportion — நிலை விகிதம்
Degree of dissociation — பிரிகை விதம்
Dehydration — நீர் நீக்கு
Deliquescence — நீர்த்தல்
Deliquescent — கசியும்
Demonstration — செய்து காட்டல்
Density — செறிவு, அடர்த்தி
Density relative — ஒப்பு அடர்த்தி
Deposit — படிவு
Depression in freezing point — உறைநிலைத் தாழ்வு
Derivative — சார்பு பொருள்
Desicator — ஈர உலர்த்தி, உலர்த்தும் கலன்
Deuterium — டயூட்டீரியம் (கனஹைட்ரஜன்)
Dialysis — கூழ் படிக வேறாக்கல்
Diagonal relationship — மூலை விட்டத் தொடர்பு
Diagram — விளக்கப் படம்
Diamond — வைரம்
Diaphram — விதானம்
Diatomic molecule — ஈரணு மூலக்கூறு
Dibasic — ஈர் உப்பு மூலத்திறன் உள்ள
Diffusion — ஊடுருவித்தல்
Dilute — நீர்த்த
Distilled water — வாலை வடிநீர்
Dilution law — விளாவுதல் விதி, நீர்த்தல் விதி

Dissociation — பிரிகை
Dissociation constant — பிரிகை எண்
Distribution — பங்கீடு
Discharge tube — மின் இறக்குக் குழல்
Dipole — இரு முனை
Dipole moment — இருமுனை திருப்பு திறன்
Direct current — நேர் மின்னோட்டம்
Disc — அகல்
Discharge — மின் இறக்கம்
Discovery — கண்டு பிடிப்பு
Disinfectant — தொற்று நீக்கி
Displacement — இடப் பெயர்ச்சி
Distilation — காய்ச்சி வடித்தல்
Distinguish — வேறுபடுத்திக் காண்
Double decomposition — இரட்டைச் சிதைவு
Droping funnel — சொட்டு புனல்
Drying agent — உலர்த்தி
Dual nature — இருவகைத் தன்மை
Ductile — கம்பியாக நீட்டப்படும் தன்மையுள்ள
Dyeing — சாயம் தோய்த்தல்
Dynamic equilibrium — இயங்கு சமநிலை

E

Ebullioscpic constant — கொதிநிலை மாறிலி
Eccentric wheel — ஓரமைய சக்கரம்
Effervescence — நுரை பூத்தல்
Effect — விளைவு
Efficiency — திறன்
Elasticity — மீட்சி
Electrical double leayer — மின் இரட்டை அடுக்கு
Electric current — மின்னோட்டம்
Electric field — மின் புலம்
Electron — எலெக்ட்ரான்
Electromagnetic radiation — மின் காந்தக் கதிர் வீச்சு
Electromagnetic theory — மின் காந்தக் கொள்கை
Electronic configuration — எலெக்ட்ரான் அமைப்பு
Electronegativity — மின் கவர் ஆற்றல்
Electromagnetic waves — மின் காந்த அலைகள்
Electrostatic attraction — மின்னியல் ஈர்ப்பு

Electrovalent compound	—	மின்னியல் இணை திறன் சேர்மம்
Electrovalency	—	மின்னியல் இணை திறன்
Electrolyte	—	மின்பகு பொருள்
Electron affinity	—	எலெக்ட்ரான் நாட்டம்
Electronegative	—	எதிர் மின்னுக்குரிய
Electron spin	—	எலெக்ட்ரான் சுழற்சி
Electrophoresis	—	மின் முனைக் கவர்ச்சி
Electropositive	—	நேர்மின் சுமைதாங்கிய
Element	—	தனிமம்
Electrode	—	மின்முனை
Elevation in boiling point	—	கொதிநிலை உயர்வு
Electric arc	—	மின் பிறை
Electrolysis	—	மின் பகுப்பு
Empirical	—	அனுபவத்தால் பெறப்பட்ட
Emulsion	—	பால்மம்
Emulsifier	—	பாலம மாக்கி
Endothermic reaction	—	வெப்பம் கொள்வினை
Energy	—	ஆற்றல்
Energy packet	—	ஆற்றல் பொட்டலம்
Energy resonance	—	உடனிசைவு ஆற்றல்
Energy Zero point	—	பூச்சிய நிலை ஆற்றல்
Enzyme	—	என்சைம், நொதி
Equation	—	சமன்பாடு
Equilibrium	—	சமநிலை
Equilibrium constant	—	சமநிலை மாறிலி
Equimolecular	—	சம மூலக்கூறு அளவு
Equipment	—	சாதனம்
Equivalent weight	—	சமான எடை எண்
Error	—	வழு, பிழை
Essential oil	—	எசன்ஸ் எண்ணெய்
Estimation	—	நிர்ணயித்தல்
Evaporation	—	ஆவியாக்கல்
Excited state	—	கிளர்வுற்ற நிலை
Explosive	—	வெடி பொருள்
Expression	—	கோவை
External	—	புற
Extraction (metallurgy)	—	வேருக்கல்
Extraction (Organic)	—	சாறு இறக்கல்

F

Face centred cubic	—	முகப்புமையக் கனச் சதுரம்
Fats	—	கொழுப்புகள்
Fermentation	—	நொதித்தல்
Fertiliser	—	உரம்
Film	—	ஏடு
Filtrate	—	வடிநீர்
Filtration	—	வடிகட்டல்
Fire proof	—	தீப்பற்று
Fission	—	பிளத்தல்
Flake	—	படல்
Flame	—	சுடர்
Flask	—	குடுவை
Flocculent	—	மெல்லிழை திரளான
Floatation	—	மிதத்தல்
Flow sheet	—	செயல்முறை சுருக்கம்
Fludity	—	பாய்தன்மை
Flurescence	—	கிளர் ஒளி வீசல்
Flux	—	இளக்கி
Focus	—	குவியம்
Force	—	விசை
Formula	—	வாய்பாடு
Forward reaction	—	முன்னோக்கி வினை, நேர்வினை
Foundation	—	அடித்தளம்
Fractional crystallisation	—	பின்ன படிகமாக்கல்
Fractional distillation	—	பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்
Fractionation column	—	பிரிகை அடுக்கு
Free energy	—	விடுபடும் ஆற்றல்
Free radical	—	தனித்தியங்கு உறுப்பு
Freezing mixture	—	உறை கலவை
Frequency	—	அதிர்வு எண்
Friction	—	உராய்வு
Fundamental particle	—	அடிப்படை துகள்
Functional group	—	வினை செயல் தொகுதி
Furnace	—	உலை
Fusion	—	உருக்குதல்

G

Galvanised ion	—	நாகம் பூசிய இரும்பு
Galvanometer	—	மின்னோட்டங் காட்டி
Gamma rays	—	காமா கதிர்கள் (γ)
Gas	—	வாயு
Gas analysis	—	வாயு அளவறி ஆய்வு
Gas constant	—	வாயு மாறிலி
Gauze	—	கம்பி வலை
Gel	—	களி
Gelatinised	—	பசையாக்கப்பட்ட
General gas equation	—	பொது வாயு வாய்பாடு
Giant molecule	—	அரக்கமூலக்கூறு
Glass electrode	—	கண்ணாடி மின்முனை
Glass jar	—	கண்ணாடிக் குப்பி
Glass wool	—	கண்ணாடிப் பஞ்சு
Glazing	—	மெருகிடல்
Gold number	—	கூழ்காப்புத்திறன்
Gradation	—	படிப்படியான மாற்றம்
Graduated	—	அளவு கோடிட்ட
Graphite	—	கிராஃபைட்
Gram molecule	—	கிராம் மூலக்கூறு
Granulated	—	ரவையாக்கப்பட்ட
Granules	—	சிறுமணி
Graph	—	வரை படம்
Gravimetric analysis	—	எடையறி பகுப்பு
Grinding	—	அரைத்தல்
Group	—	பத்தி
Group displacement law	—	தனிமத் தொகுதி இடப் பெயர்ச்சி விதி

H

Halogens	—	உப்பீனிகள்
Hard glass	—	எளிதில் இளகாக் கண்ணாடி
Heat of solution	—	கரைசலின் வெப்பம்
Heavy chemicals	—	கனக வேதிப் பொருள்கள்
Heavy water	—	கனநீர்
Hetrogeneous	—	சமச்சீரற்ற
Hexagonal rings	—	ஒழுங்கான அறுகோண வளையங்கள்

Hexagonal close packing — அறுகோண நெருக்க அமைப்பு
Hollow shaft — போலான குழல் தண்டு
Homogeneous — ஓரினமான
Humidity — ஈரப்பதன்
Hydrostatic pressure — நீர்நிலை அழுத்தம்
Hypothetical compounds — அனுமானச் சேர்மங்கள்
Hypothesis — கருதுகோள்
Hydrogenation — ஹைட்ரஜனேற்றம்
Hydrolysis — நீராற் சிதைவு
Hygroscopic — நைப்புள்ள

I

Ideal gas — சீர்மை வாயு
Ignition — சுடுதல்
Impurity — மாசு
Incandescent — கனல் ஒளிர்வு
Incomplete series — முற்றுப் பெறாத வரிசை
Index — குறிமுள்
Indicator — நிலை காட்டி
induced — தூண்டப்பட்ட
Indirect — மறைமுகமாக
Independant — சுயேச்சை
Industrial — தொழிற்றுறை
Inert element — மந்த தனிமம்
Inert gas — மந்த வாயு
Ingot — உலோகக்கட்டி
Inhibition — தடுத்தல்
Inner transition — உள் இடைநிலை
Insulator — அரிதில் கடத்தி
Intermediate compound — இடைநிலைச் சேர்மம்
Internal energy — உள் ஆற்றல்
Intertistial compound — இடைச் செருகல் சேர்மம்
Investigation — ஆய்வு
Ion — அயனி
Ionic compound — அயனிச் சேர்மம்
Ionic bond — அயனிப் பிணைப்பு
Ionisation potential — அயனியாக்கும் மின் அழுத்தம்
Ionic equilibrium — அயனிச் சமநிலை

Ionic product	— அயனிப் பெருக்கம்
Ionic theory	— அயனிக் கொள்கை
Ionisation	— அயனி ஆகுதல்
Ionisation constant	— அயனி ஆக்கல் மாறிலி
Isobar	— ஐசோபார்
Isomerism	— வடிவ மாற்றம்
Isotope	— ஐசோடோப், ஓரிடத் தன்மம்
Isomorphism	— ஒத்த வடிவ உடைமை

K

Kinetic theory	— இயக்கப் பண்புக் கொள்கை, இயக்கக் கொள்கை
Kiln	— சூளை

L

Laboratory	— சோதனைச் சாலை, ஆய்வுக் கூடம்
Lanthanide	— லாந்தனைடு
Lanthanide contraction	— லாந்தனைடு குறைவு
Last shell	— இறுதிக் கூடு
Latent heat	— உள்ளுறை வெப்பம்
Law	— விதி
Law of mass action	— நிறைதாக்க விதி
Law of octaves	— எட்டெண் விதி
Law of multiple proportion	— மடங்கு விகித விதி
Law of reciprocal proportions	— தலைகீழ் விகித விதி
Layer	— அடுக்கு
Liebig condenser	— லீபிக் ஆற்றுகலம்
Liquid	— நீர்மம்
Lime, quick	— சுட்ட சுண்ணாம்பு
Lime stone	— சுண்ணாம்புக்கல்
Lime water	— சுண்ணாம்பு நீர்
Limit	— அளவு, வரை, வரம்பு
Logarithm	— மடக்கை
Lone pair	— தனித்துள்ள ஜோடி
Long period	— நீண்ட வரிசை
Long table	— நீண்ட அட்டவணை

Lowering of vapour pressure — ஆவி அழுத்தக் குறைவு
Lubricant — மசகுப் பொருள்
Lustrous — பளபளப்பான
Luminous — ஒளிதரு

M

Magnetic field — காந்த புலம்
Manometer — அழுத்தமானி
Malleable — தகடாகத்தக்க
Mass spectrograph — நிறை நிரல் வரையி
Mass — நிறை
Mass number , — நிறை எண்
Matter — பொருள்
Mechanism — வழி முறை, இயங்கு முறை
Medium — ஊடகம்
Melting point — உருகுநிலை
Metal — உலோகம்
Metal filings — உலோகத்தூள்கள்
Metal foil — உலோகத்தாள்கள்
Mettalic bond — உலோகப் பிணைப்பு
Metalloids — உலோகப் போலிகள்
Metallurgy — உலோகவியல்
Microscope — நுண்நோக்கி
Mineral — கனிமம்
Mixture — கலவை
Mobile electron — இயக்கமுறு எலெக்ட்ரான்
Model sum — மாதிரிக் கணக்கு
Molality — மோலால் எண்
Molarity — மோலால் எண்
Mole fraction — மோல் பின்னம்
Molal elevation constant — கொதிநிலை மாறிலி
Molal depression constant — உறைநிலை மாறிலி
Moment — உந்தம்
Mortar and pestle — கல்வமும், குழவியும்
Mother liquor — மூலக் கரைசல்
Molecular orbital theory — மூலக்கூறு ஆர்பிட்டல் கொள்கை
Molecule — மூலக்கூறு
Molecular weight — மூலக்கூறெடை

N

Natural radioactivity	— இயற்கை கதிரியக்கம்
Negative catalyst	— எதிர் வினைவேகமாற்றி
Neutral	— நடுநிலை
Neutralise	— நடுநிலையாக்கல்
Neutron	— நியூட்ரான்
Negative charge	— எதிர்மின் சுமை
Non metal	— அலோகம்
Normality	— நார்மாலிட்டி
Normal salt	— இயல்பான உப்பு
Normal temperature and pressure	— திட்ட வெப்ப, அழுத்த நிலை
Nozzle	— குழாய் முகப்பு
Nucleus	— கரு
Nuclear charge	— கருவின் மின்னேற்றம்
Nuclear energy	— கருவின் ஆற்றல்
Nuclear spin	— கருவின் சுழற்சி
Nuclear reaction	— கருவினை

O

Observation	— கண்டறிதல்
Occlusion	— உட்கவர்தல்
Octet	— எட்டெண் கூட்டம்
Octet theory	— எட்டெண் (எலெக்ட்ரான்) கொள்கை
Opalescent	— பால் நுரை நிறமுடைய
Optical activity	— ஒளி சுழற்றும் தன்மை
Optimum temperature	— பொதுமை வெப்பநிலை
Orbital	— ஆர்பிட்டல், பாதை
Ordinal number	— வரிசை எண்
Ore	— தாது
Organic chemistry	— கரிமவேதியியல்
Orientation	— வசம்
Osmosis	— சவ்வுடுபரவல்
Osmositic pressure	— சவ்வுடு பரவலழுத்தம்
Outtermost orbit	— இறுதி ஆர்பிட்டல்
Over voltage	— மிகைமின் அழுத்தம்
Oxidation	— ஆக்சிஜனேற்றம்
Oxidising	— ஆக்சிஜனேற்றும்

P

Packing fraction — கட்டுப்பின்னம்
Parallal connection — பக்க இணைப்பு
Particle — துகள்கள்
Partition — பிரிவினை
Pauli's exclusion principle — பௌலி ஒதுக்கல் தத்துவம்
Periodic — ஆவர்த்தன
Periods — வரிசைகள்
Periodic law — ஆவர்த்தன விதி
Periodic function — ஆவர்த்தனச் சடங்கு
Periodic table — ஆவர்த்தன அட்டவணை
Periodic classification — ஆவர்த்தன வகையீடு
Permeable — ஊடுருவத்தக்க
Percentage — சதவீதம்
Phase — நிலைமை
Photographic plate — ஒளிப்படத் தட்டு
Phenomenon — தோற்றப்பாடு
Photosynthesis — ஒளிச் சேர்க்கை
Physical constant — பௌதிக மாறிலி
Pigment — நிறப்பொருள்
Plasticity — குழைவுத்தன்மை
Poison — நச்சு
Polarisabilty — முனை கொள்திறன்
Polar molecule — முனைவு மூலக்கூறு
Polymer — பலபடி
Polymerisation — பலபடி ஆக்கல்
Polyvalent — பல் இணைதிறன்
Porous — நுண் துளைகள் மலிந்த
Porcelein — பீங்கான்
Positive charge — நேர்மின் சுமை
Positive rays — நேர்மின் கதிர்கள்
Postulate — எடுகோள், அடிக்கோள்
Postulate — அடிக்கோள்கள்
Practical — செய்முறை
Precipitate — வீழ்படிவு
Pressure — அமுத்தம்
Principle quantium number — அடிப்படி குவாண்ட்டம் எண்.
Principle — தத்துவம்

Projectile — ஏவு கணை
Primary — முதன்மை
Properties — பண்புகள்
Protection — காப்பு
Proton — புரோட்டான்
Proof — மெய்ப்பித்தல்
Promoter — தூண்டி
Propagation — பரவுதல்
Pumice — நுரைக்கல்
Pungent — மிக்க நெடியுள்ள

Q

Qualitative analysis — பண்பறி பகுப்பு
Quantitative analysis — அளவறி பகுப்பு
Quantum numbers — குவாண்டம் எண்கள்
Quartz — படிகக்கல்

R

Radiation — வீசு கதிர்கள்
Radioactivity — கதிரியக்கம்
Radioactive rays — கதிரியக்கக் கதிர்கள்
Radical — உறுப்பு
Radioactive displacement law — கதிரியக்க இடப் பெயர்ச்சி விதி
Range — அளவெல்லை
Rare earth metals — அருமண் உலோகங்கள்
Rare gases — அபூர்வ வாயுக்கள்
Rate — வீதம்
Raw materials — கச்சாப் பொருள்கள்
Reactant — வினைபொருள்
Reaction mechanism — வினைவழி முறை
Reciprocal proportion — தலைகீழ் விகிதம்
Relative weight — ஒப்பு எடை
Reduction — ஒடுக்கம்
Retard — எதிர்முடுக்கம்
Resonance — உடன் இசைவு
Reversible reaction — மீள் வினை
Result — முடிவு
Retort — வாலை
Reverberatory furnace — எதிர் அனல் உலை

Reversible cell — மீள் கலம்
Roasting — வறுத்தல்
Rule — விதி
Rusting — துருப்பிடித்தல்

S

Salt — உப்பு
Sample — மாதிரி
Sand bath — மணல் தட்டு
Saponificatlon — சோப்பாக்கல்
Saturated — பூரித, தெவிட்டிய
Scattering — சிதறல்
Screen — திரை, தடுப்பு
Secondary radiation — துணை கதிர்விச்சு
Sedimentation — படிய விடுதல், படிதல்
Semipermeable membrane — ஒரு கூறுபுகவிடும் சவ்வு
Separting funnel — பிரிபுனல்
Set — வகை செய்தல்
Shell — கூடு
Side reactions — பக்க வினைகள்
Single electrode potential — ஒற்றை மின் அழுத்தம்
Sintered crucible — போக்குப்பளிங்கு புடக்குகை
Sketch — சுருக்கப் படம்
Slag — உலோகக்கசடு
Slurry — சேறு
Soap — சவர்க்காரம், சோப்பு
Soft — மென்மை
Soft water — மென்நீர்
Solder — பற்றுக்கோல்
Solid — திண்ம, திட
Solid solution — திண்மக்கரைசல்
Sols — கரைசால்கள்
Solubility — கரைதிறன்
Solubility product — கரைதிறன் பெருக்கம்
Solute — கரைபொருள்
Solution — கரைசல்
Solvent — கரைப்பான்
Soot — புகைக்கரி
Space lattice — பரிமாணக் கூட்டமைப்பு
Spatula — துடுப்பு

Specific heat — சுயவெப்பம்
Spectrum — நிரல் (நிறம்)
Solubility curve — கரைதிறன் வரைகோடுகள்
Spin — சுழற்சி
Stable state — நிலையான தன்மை
Stand — தாங்கி
Standard solution — செறிவு தெரிந்த கரைசல்
Standardisation — திட்டப்படுத்துதல்
Stationary state — அசைவற்ற நிலை
Steam — நீராவி
Steam distillation — நீராவியால் காய்ச்சி வடித்தல்
Still — வாலை
Stirrer — கலக்கி
Standard flask — அளவறிக்குடுவை
Structure — அமைப்பு
Strong base — வீரிய காரம்
Strong acid — வீரிய அமிலம்
Strong electrolyte — எளிதில் மின்பகு பொருள்
Stopper — அடைப்பான்
Storage battery — சேமிப்பு மின்னடுக்கு
Strain — திரிபு
Stress — தகைவு
Structural formula — உள்ளமைப்பு வாய்பாடு
Sublimation — பதங்கமாதல்
Super cooled — மிகக்குளிர்ந்த
Super saturated — மிகத்தெவிட்டிய
Sub shell — உட்கூடு
Sub atomic particle — அணுவின் உள்துகள்கள்
Suspension — தொங்கல்
Surface of separation — வேறுபடுத்தும் புறப்பரப்பு
Surface tension — புறப்பரப்பின் இழுவிசை
Synthetic — தொகுப்பு முறை
Symmetrical — சமச்சீருள்ள
Systematic examination — முறையான சோதனை

T

Table — அட்டவணை
Table salt — மேசை உப்பு
Tangential force — தோடுகோட்டு விசை
Target — இலக்கு

Temperature — வெப்பநிலை
Tetrahedron — நான் முகி
Theoretical — அறிமுறை
Theory — கொள்கை
Theory of electrolytic dissociation — மின்பகு பிரிகைக் கொள்கை
Thermal conductivity — வெப்பம் கடத்து திறன்
Thermal diffusion — வெப்பம் பரவுதல்
Thermochemistry — வெப்ப வேதியியல்
Thermometer — வெப்பமானி
Thistle funnel — உற்றுப்புனல்
Titration — தரம்பார்த்தல்
Trans uranic elements — யூரேனியம் கடந்த தனிமங்கள்
Transitional elements — இடைநிலைத் தனிமங்கள்
Tracer elements — சுவடு அறியும் தனிமங்கள்
Transition temperature — இடைநிலை மாற்ற வெப்பநிலை
Transpiration — ஆவி வெளியீடு
Triad — மும்மை
Tracer technique — சுவடு அறியும் முறை
Transition state — இடைநிலைத் தன்மை மாறுநிலை
Trap — பொறி
Tyndal effect — டிண்டால் விளைவு

U

Ultrafiltration — மிகநுண்ணிய வடிகட்டியினால் வடித்தல்
Ultramicroscope — மேனிலை உருப்பெருக்கி
Unstable — நிலையற்ற
Unsaturated — தெவிட்டாத
Universal — பொது
Unit — அலகு
Uses — பயன்கள், உபயோகங்கள்

V

Vacuum — வெற்றிடம்
Vacuum distillation — வெற்றிட வடித்தல்
Valency bond theory — இணைதிறன் பிணைப்புக் கொள்கை
Valency — இணைதிறன்
Vander Waal's force — வாண்டெர் வால்ஸ் ஈர்ப்பு
Vapour density — ஆவிச் செறிவு

Vapourisation	— ஆவியாக்கல்
Vapour pressure	— ஆவி அழுத்தம்
Variable valency	— மாறுபடும் இணை திறன்
Velocity	— திசை வேகம்
Velocity focusing	— நேர்வேகக்குவியச் செய்தல்
Velocity of the reaction	-- வினையின் வேகம்
Verification	— சரிபார்த்தல்
Vibrate	— துடித்தல்
Viscosity	— பாகுத் தன்மை
Volatile	— எளிதில் ஆவியாகும்
Volume	— பருமனளவு
Volumetric analysis	-- கன அளவு அறிபகுப்பு

W

Wash bottle	— கழுவு சீசா
Washings	— கழுவியன
Waste	— கழிவு
Water bath	— நீர்த் தொட்டி
Water of crystallisation	— படிக நீர்
Wave length	— அலை நீளம்
Wave mechanical theory	— அலை இயக்கக் கொள்கை
Wave mechanics	— அலை இயக்கவியல்
Wave function	— அலை சார்பு
Weak acid	— வீரியமற்ற அமிலம்
Weak base	— வீரியமற்ற காரம்
Weak electrolyte	— குறையளவு அயனி பகுதி
Weight	— எடை
Welding	— உருக்கிப் பிணைத்தல்
White hot	— வெண்சூடு
Wire gauze	— கம்பி வலை

X

X-ray	— கதிர்

Y

Yield	— விளைச்சல் பலன்

Z

Zero error	— தொடக்கப் பிழை
Zero group	— சூன்யப்பத்தி
Zero point energy	— அடிநிலை ஆற்றல்

பொருட்குறிப்பு அகராதி